
بسم الله الرحمن الرحيم


قَالُوا سُبْحَانَكَ لَا عِلْمَ لَنَا إِلَّا مَا
عَلَّمْتَنَا إِنَّكَ أَنْتَ الْعَلِيمُ الْحَكِيمُ

الحالة السائلة للمادة

The Liquid State

إعداد

د/ محمدعوض محمود داوود

مدرس الكيمياء الحيوية

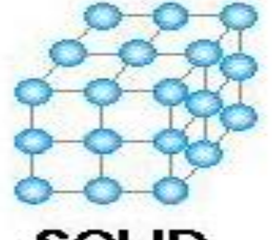
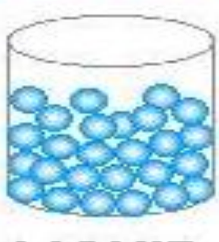
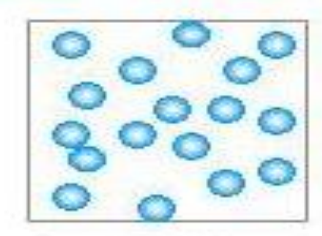
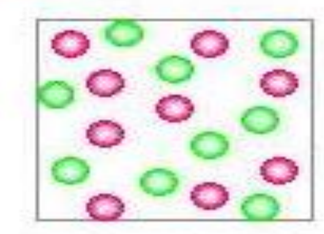
كلية الزراعة – جامعة الأزهر بالقاهرة

States of matter حالات المادة

- المادة Matter: هي كل ما يشغل حيزاً من الفراغ وله كتلة.
- حالات المادة:

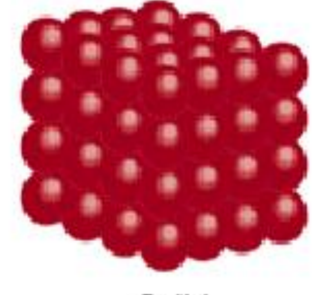
1. الحالة الصلبة Solid: تكون من جسيمات (الأيونات أو الذرات أو الجزيئات) متجمعة معًا بشكل وثيق، بحيث تكون القوى بين الجسيمات قوية فلا تستطيع الجسيمات التحرك بحرية ولكن يمكنها الاهتزاز فقط. نتيجة لذلك، يكون للمادة الصلبة شكل ثابت ومحدد وحجم محدد. ولا يمكن للمواد الصلبة تغيير شكلها إلا بالقوة.
2. الحالة السائلة Liquid: عبارة عن واحدة من حالات المادة تكون فيها غير قابلة للضغط وتتوافق مع شكل الوعاء الخاص بها، إلا أن السائل يحتفظ بحجم ثابت تقريبًا مستقل عن الضغط، حيث يكون هذا الحجم محدد إذا كانت درجة الحرارة والضغط ثابتين. لها شكل متغير وحجم ثابت
3. الحالة الغازية Gas: هو عبارة عن مائع قابل للانضغاط والمسافات بين جزيئات الغاز كبيرة جدًا، حيث تحتوي جزيئات الغاز على روابط ضعيفة جدًا أو لا توجد روابط تقريبًا، لهذا يمكن للجزيئات الموجودة في "الغاز" أن تتحرك بحرية وسرعة. وليس لها شكل او حجم ثابت
4. حالة البلازما Plasma: البلازما مثل الغازات ليس لها شكل أو حجم محدد. إلا أنها على عكس الغازات موصلة للكهرباء وتنتج مجالات مغناطيسية وتيارات كهربائية وتستجيب بقوة للقوى الكهرومغناطيسية؛ بحيث تسبح النوى الموجبة الشحنة في "بحر" من الإلكترونات المنفصلة تتحرك بحرية.

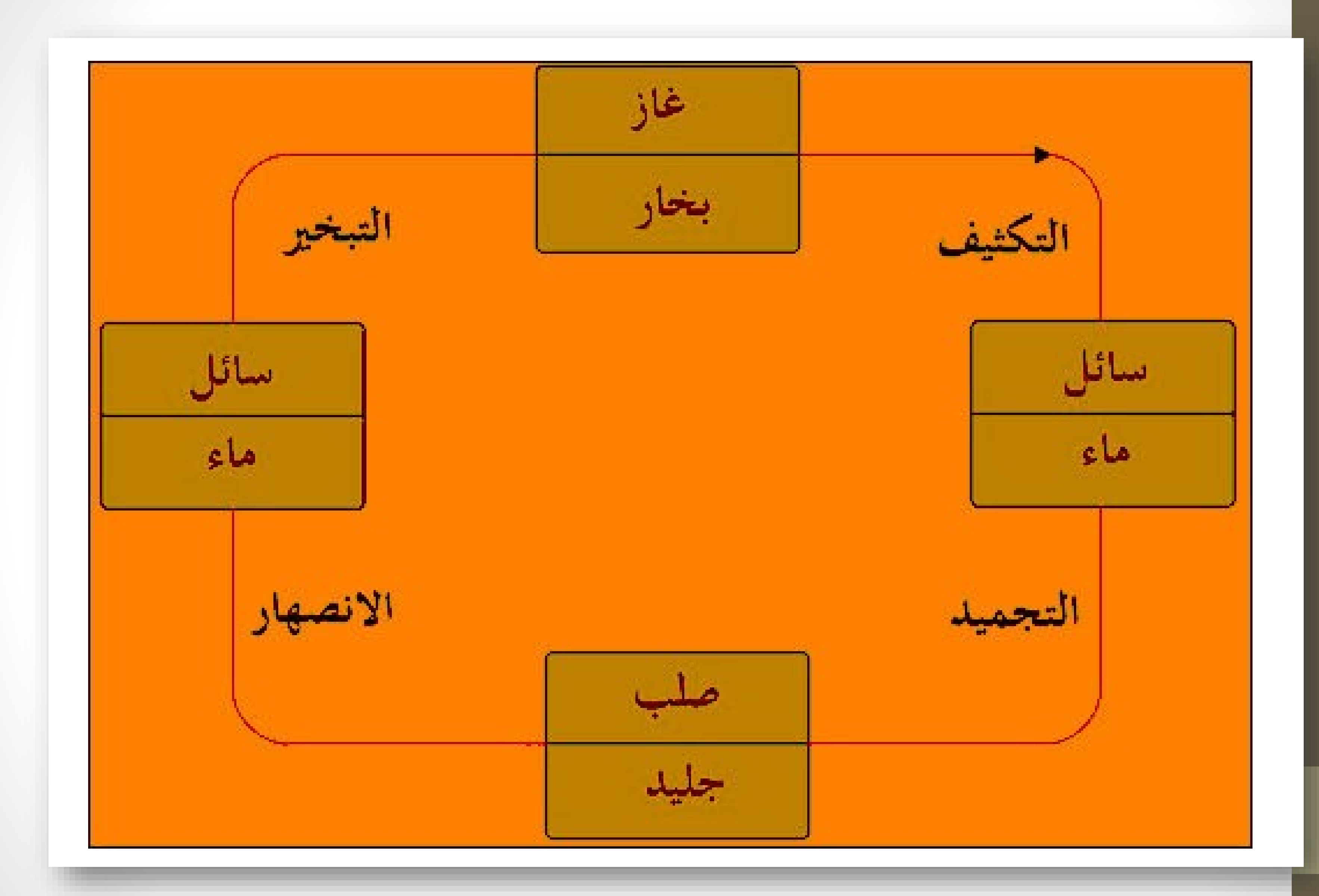
States of Matter

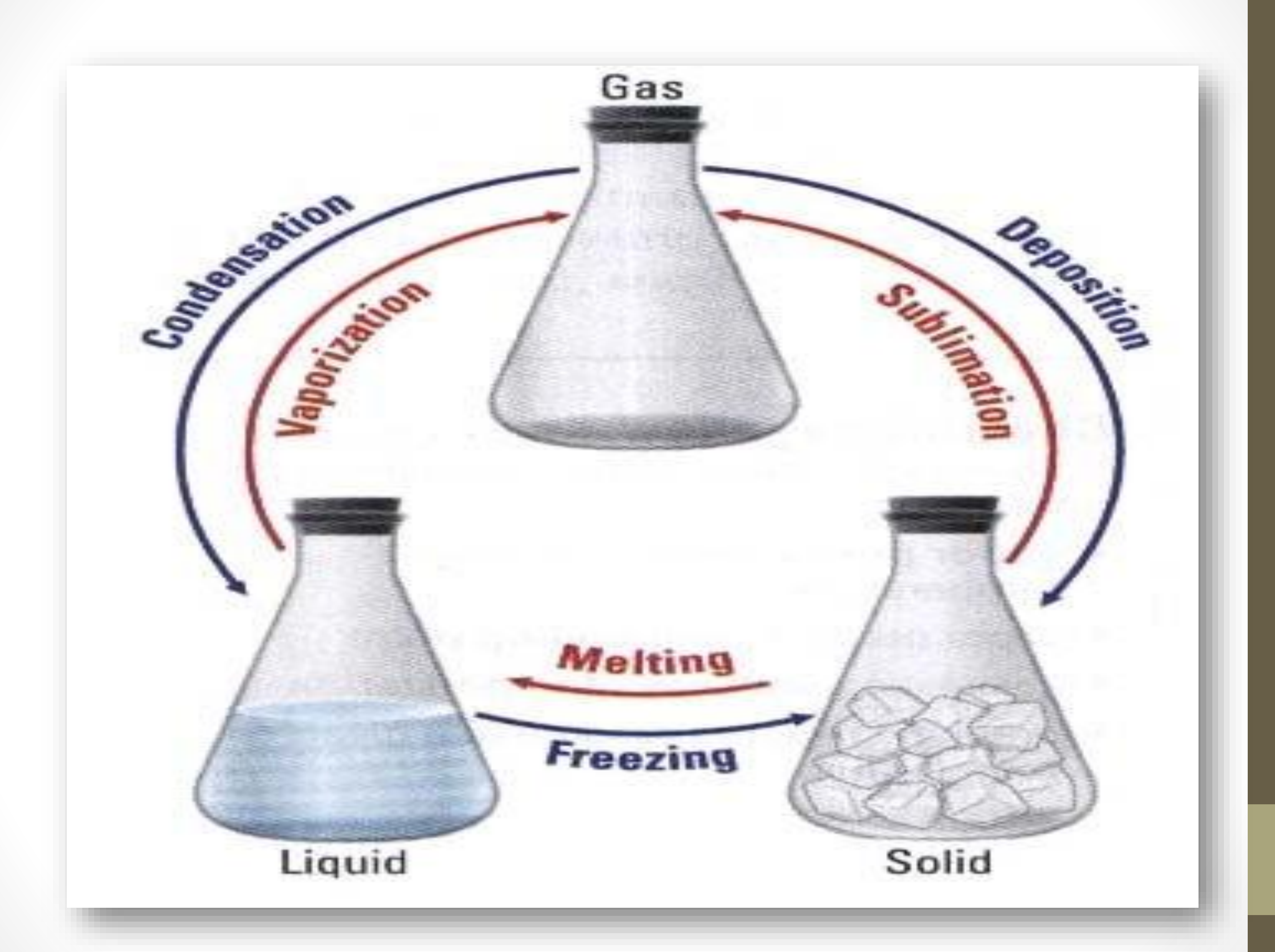












غاز
بخار
التبخير
التكثيف
سائل
ماء
سائل
ماء
الانصهار
التجميد
صلب
جليد


Gas
Condensation
Vaporization
Deposition
Sublimation
Melting
Freezing
Liquid
Solid

تحولات المادة

الإنصهارMelting:

هو العملية التي تتحول فيها المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة عن طريق **التسخين**.

التجمد Freezing:

هو العملية التي تتحول فيها المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الصلبة عن طريق **التبريد**.

التبخر Evaporation:

هو العملية التي تتحول المادة من خلالها من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية **بفعل الحرارة**.

التكاثفCondensation أو التكثيف:

هو العملية التي تتحول المادة من خلالها من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة عن طريق **التبريد**.

التسامي Sublimation:

العملية التي يتم من خلالها تحول المادة من المرحلة الصلبة إلى المرحلة الغازية للمادة مباشرة، مع عدم وجود مرحلة سائلة وسيطة (تحول الثلج والجليد الى بخار ماء- الثلج الجاف)

الترسب Deposition:

هو عملية معاكسة لعملية التسامي، فهي تمثل تحول بخار الماء مباشرة إلى جليد من غير أن تمر بمرحلة السيولة بين الحالتين الصلبة والغازية (الثلج والصقيع في الطرقات مع عدم وجود ماء)

تعريف الحالة السائلة

- هي الحالة الوسط بين الحالتين: الصلبة والغازية حيث يمكن الحصول عليها بإنصهار الحالة الصلبة أو بتكثيف الحالة الغازية.
- تتكون الحالة السائلة من جزيئات ذات حركة مستمرة وعشوائية وبين هذه الجزيئات قوى تجاذب داخلية، كما أن معدل طاقة حركتها يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة لهذه السوائل (صح أو خطأ).

ما الفرق بين الحالة السائلة والحالة الغازية؟

- الفرق بين الحالتين ينحصر في المسافة الفاصلة بين الجزيئات والتي تمتاز بأنها صغيرة جداً في حالة السوائل، وهذا يعني أن قوى التجاذب بين الجزيئات في الحالة السائلة ستكون أعلى منها مقارنة بالحالة الغازية (صح أو خطأ ، علل).

الخواص العامة للسوائل:Liquids Properties

1- لا ينتشر السائل في الحيز الذي يحتويه كما هو الحال في الغازات، بل لا يشغل منه إلا حجماً محدداً يتخذ السائل في شكله شكل هذا الحيز.

2- تشترك الحالة السائلة مع الحالة الغازية للمادة في القابلية على الإنسياب (حيث أن الروابط بين جزيئاتها تسمح لها بالحركة). وتوصف هاتان الحالتان بالحالة المائعة للمادة Fluid state.

3- قوة التجاذب بين الجزيئات في السوائل أكبر بكثير مما هي عليه في الغازات وأقل مما هي عليه في الحالة الصلبة.(أكمل –صح أو خطأ)

Liquids Properties:الخواص العامة للسوائل

4- قابلية السائل للإنضغاط مقارنة بقابلية الغازات شبه معدومة لأن الحيز الفارغ بين جزيئات السائل صغير جدا، وبالتالي فإن السوائل غير قابلة للإنضغاط (علل).

- إن عدم قابلية السوائل للانضغاط خاصية هامة ومفيدة، فجميع أنواع الآلات الهيدروليكية تعتمد عليها في نقل قوى ضخمة تقوم برفع وتحريك أشياء ثقيلة. كما تعتمد عليها أنت بنفسك عندما تدوس على فرامل السيارة، فالقوة التي تمارسها قدمك يتم تضخيمها أولاً، ومن ثم نقلها بواسطة زيت عبر أنابيب الفرامل، حيث تجبر لقم الفرملة بالإحتكاك بسطح وإيقاف السيارة. وإذا ما دخل الهواء في أنابيب الفرامل فإن القوة التي تمارسها قدمك تضغط الهواء فقط، ولا تستطيع السيارة التوقف بسرعة كبيرة على الإطلاق (فتحدث كارثة لا تحمد عقباها لا قدر الله).

Liquids Properties:الخواص العامة للسوائل

5- لكل سائل توتر سطحي خاص به.

6- السوائل قابلة للإمتزاج.

7- تختلف السوائل عن بعضها في نقطة الغليان ودرجة التجمد والضغط البخاري.

8- تحتك السوائل على الأسطح أثناء السيلان وتختلف سرعة حركتها على حسب خاصية اللزوجة وهي خاصة بالسوائل.

أهم خواص السوائل المميزة:

1- التبخر والضغط البخاري

Evaporation and Vapour pressure

- نعرف جميعاً أن الملابس المبللة بالماء، عند تعليقها في الهواء، تفقد ما بها من ماء تدريجياً، ثم تجف تماماً في نهاية الأمر.
- سرعة التبخر للسوائل تعتمد على قوى التجاذب بين جزيئات السائل.
- مقارنة سرعة تبخر البنزين والماء – الإيثر والماء
- تتبخر السوائل (تتحول للحالة الغازية) ولكي تحدث هذه العملية لابد أن تصل طاقة حركة الجزيئات الى حد يفوق قوى التجاذب بينها. وتختلف سرعة (معدل) تبخر السائل تبعاً لإختلاف السائل (علل) لأن قوى التجاذب بين الجزيئات تختلف من سائل الى آخر.

تعريف التبخرEvaporation:

- تسمى عملية تبخر السائل وتحولة الى غاز بالتبخر (Vaporization Evaporation,) ويسمى الغاز المتكون بهذه الطريقة بالبخار(Vapor).
- أو هو عملية تحول المادة من الحالة السائلة الى الحالة الغازية بفعل الحرارة.
- علاقة سرعة التبخر بدرجة الحرارة:

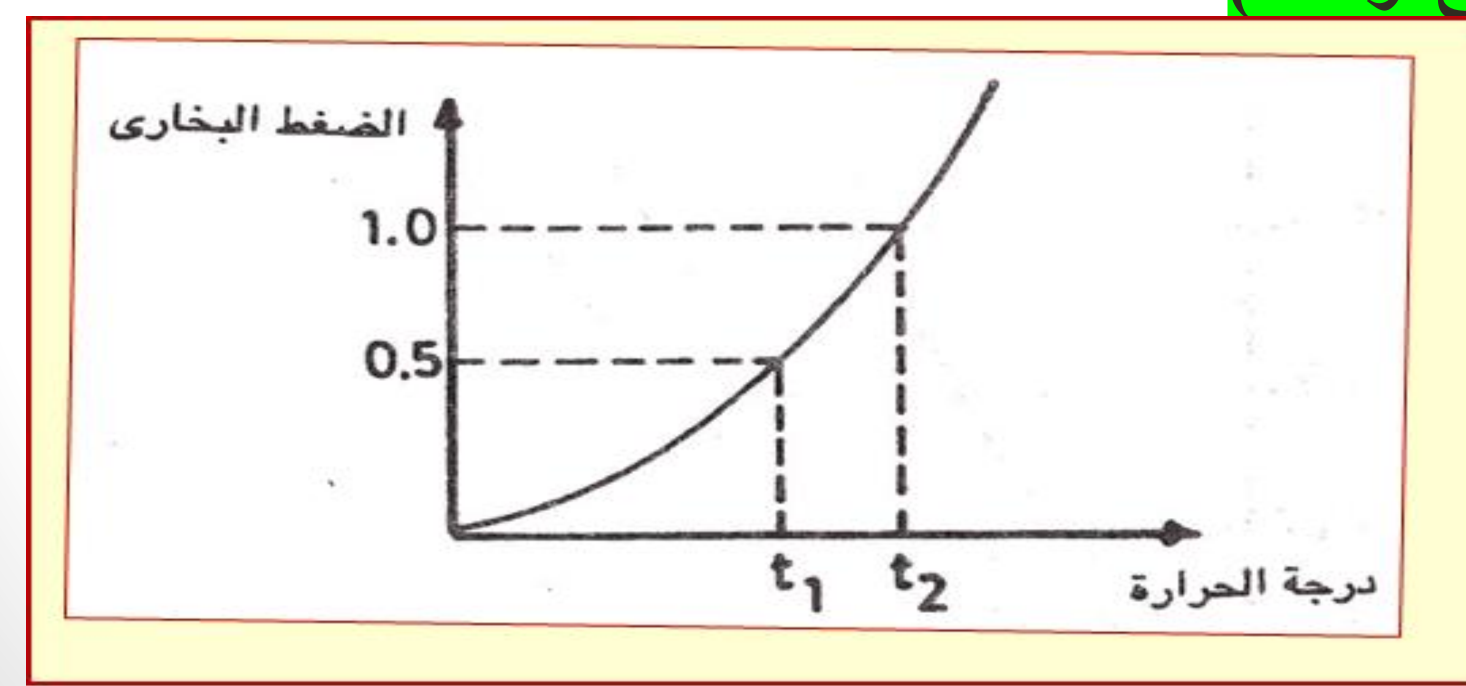
نظراً لأن الطاقة الحركية لجزيئات المادة تتناسب تناسباً طردياً مع درجة الحرارة فإن الطاقة الحركية لجزيئات السائل تزداد بزيادة درجة الحرارة، و بذلك يزداد التبخر. (أكمل- صح أو خطأ)

تعريف الضغط البخاري Vapour Pressure:

- يمكن تعريف الضغط البخاري بأنه "الضغط الناتج من جزيئات بخار السائل الموجود في وعاء مغلق" . ولكل سائل ضغط بخاري خاص به عند درجة حرارة معينة، ولا يتغير إلا بتغير درجة الحرارة

العلاقة بين درجة الحرارة والضغط البخاري (درجة الحرارة وكمية السائل):

وتشكل الجزيئات التي تبقى (لا تتبخر) الضغط البخاري للسائل، وتزيد نسبة هذه الجزيئات بإرتفاع درجة الحرارة، وتقل بإنخفاضها، ولهذا فإن الضغط البخاري للسائل لايعتمد على كمية السائل، لكنه يعتمد أساساً على درجة الحرارة. (أكمل- صح أو خطأ)



اختلاف الضغوط البخارية باختلاف السوائل:

Vapor Pressure (in torr) of Some Liquids						
Liquid	**0°C**	**25°C**	**50°C**	**75°C**	**100°C**	**125°C**
water	**4.6**	**23.8**	**92.5**	**300**	**760**	**1741**
benzene	**27.1**	**94.4**	**271**	**644**	**1360**	
methyl alcohol	**29.7**	**122**	**404**	**1126**		
diethyle ether	**185**	**470**	**1325**	**2680**	**4859**	

2 ـ الغليان ودرجة الغليان Boiling and Boiling point:

عند تسخين سائل ما تبدأ بعض فقاعات البخار في التكون في وسط السائل، وتحتوي كل فقاعة من هذه الفقاعات على ملايين من جزيئات السائل على هيئة بخار. وعندما يكون ضغط البخار في هذه الفقاعات منخفضاً، فإن هذه الفقاعات لا تصمد طويلًا، وتنهار قبل أن تصل الى سطح السائل.

أما إذا كان ضغط البخار في هذه الفقاعات مثل الضغط الجوي الواقع على سطح السائل، فإنها تصعد الى سطح السائل وتتصاعد منها جزيئات البخار في الهواء.

وهكذا يمكن القول بأن السائل يغلي عندما يصبح ضغط بخاره مساوياً للضغط الجوي الواقع على سطح السائل، ولهذا نجد أن الماء يغلي عند (100°C) عند سطح البحر أي تحت ضغط جوي مقداره (1 atm = 760 mmHg)، ولكن إذا انخفض الضغط الجوي عن ذلك فإن الماء يغلي عند درجة حرارة أقل من (100°C)، فمثلًا يغلي عند (90°C) فقط على قمة جبل ارتفاعه نحو ثلاثة كيلومترات، كما يغلي عند (102°C) إذا زاد الضغط الجوي ووصل الى (816mmHg)، ويغلي الماء في القاطرة البخارية عند (150°C) بسبب الضغط المرتفع داخل غلاية القاطرة. (علل)

- وتعرف كمية الحرارة اللازمة لتحويل واحد جرام من الماء الى بخار تحت ضغط ثابت باسم الحرارة الكامنة للتصعيد (للتبخير)

Latent heat of Vaporization

، وهي تساوي (539Cal) في حالة الماء.

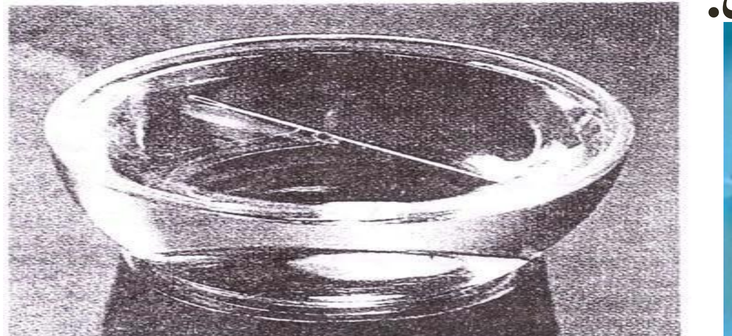
تعريف درجة الغليان Boiling Point: هي درجة الحرارة التي يكون عندها ضغط بخار السائل مساوياً للضغط الخارجي المؤثر على السائل.

س) ماذا يحدث لدرجة الغليان عند ارتفاع أو انخفاض الضغط الخارجي؟

ج) عرفنا أن درجة الغليان هي درجة الحرارة التي عندها يكون ضغط بخار السائل مساوياً للضغط المحيط به، وبالتالي فإن ارتفاع الضغط الخارجي سيؤدي الى ارتفاع درجة الغليان، وانخفاض الضغط الخارجي سيؤدي الى انخفاض درجة الغليان.

3- التوتر السطحي
Surface Tension

- عند وضع إبرة معدنية في إناء به كمية من الماء، نلاحظ أنها تطفو فوق سطح الماء رغم أن كثافة الحديد أعلى من كثافة الماء. وكذلك هناك بعض الحشرات تمشي على سطح الماء. هناك مؤثر آخر يعمل ضد عمل الجاذبية الواقعة على الإبرة ليجعلها تطفو فوق سطح السائل وهذا المؤثر المسبب لهذه الظاهرة هو سبب متعلق تماماً بسطح ذلك السائل.



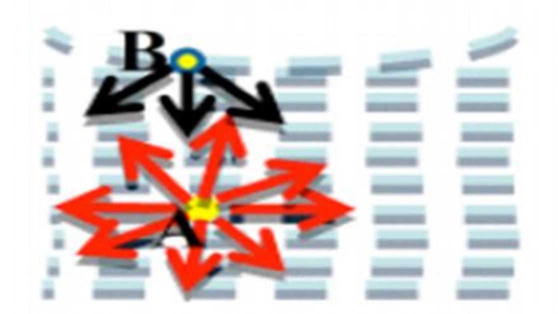


- هل سبق ولاحظت كيف تشكل قطرات المطر كريات ماء على سيارة تم تشميعها حديثاً؟

- هل سبق وأن تساءلت عن سبب إلتصاق حبيبات الرمل الرطبة ببعضها بعضًا بينما تقع منفصلة عن بعضها إذا ما جفت أو تم تغطيسها بالكامل في الماء؟

- التوتر السطحي Surface tension: هو ذلك التاثير الذي يجعل الطبقة السطحية لأي سائل تتصرف كورقة مرنة.
- ذلك التأثير الذي يسمح للحشرات بالسير على الماء.
- والأشياء المعدنية الصغيرة كالإبرأو أجزاء ورق الشجر من الطفو على الماء.
- وهو المسبب أيضاً للخاصيّة الشعريّة.
- بسبب ظاهرة التوتر السطحي يبدو سطح السائل كانه غشاءاً مرناً مشدوداً.
- تنشأ ظاهرة التوتر السطحي عن قوى التماسك والتجاذب بين جزيئات السائل عند السطح، أي أنها ظاهرة سطحية لا وجود لها في داخل السائل.

يحدث التوتر السطحي بسبب التجاذب بين جزيئات السائل بواسطة التغير في قوى الجزيئات الداخلية. إذا كان الجزيء (A) داخل السائل فانه يتأثر بقوى تجاذب (قوى تماسك) متساوية من جميع الاتجاهات بواسطة جزيئات السائل المحيطة به، ولذا تكون القوى المؤثرة عليه متزنة أي تكون محصلّة هذه القوي تساوى صفر.

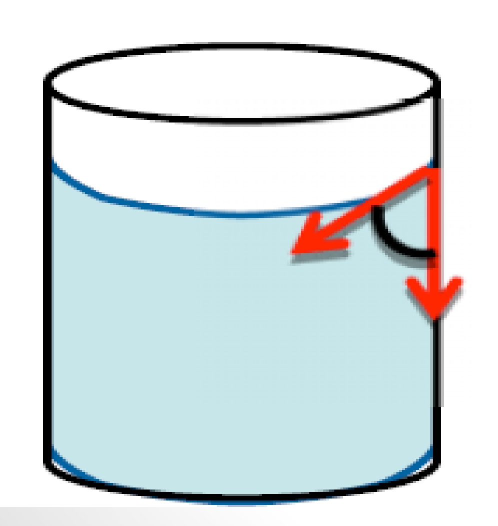


وعند سطح السائل تُسحب الجزيئات (B) بواسطة الجزيئات الأخرى داخل السائل و تكون محصلة لقوة الجذب إلى داخل السائل.

تعمل هذه المحصلة على حركة الجزيئات عند السطح داخل السائل وهذا يسبب ميل السائل إلى الانكماش أو التقلص.

أما الجزيئات التي تكون عند السطح وقريبة من جدار الإناء فإنها تتعرض لقوة أخرى هي قوة التلاصق مع مادة الإناء. وإذا كان:

1) محصلة قوى التلاصق أكبر من محصلة قوى التماسك:



أ- فان سطح السائل يأخذ شكلاً مقعراً.

ب- يكون في هذه الحالة السائل مبلل لمادة الإناء.

جـ- زاوية التماس حادة.

كما في حالة الزجاج والماء النقي.

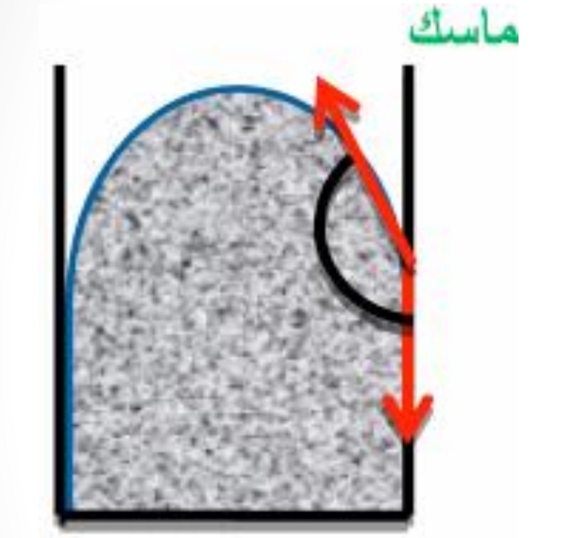
2) محصلة قوى التلاصق أصغر من محصلة قوى التماسك:

أ- فإن سطح السائل يأخذ شكلاً محدباً.

ب- يكون في هذه الحالة السائل غير مبلل لمادة الإناء.

جـ- زاوية التماس منفرجة.

كما في حالة الزئبق والزجاج.



زاوية التماس:- هي زاوية داخل السائل تكون محصورة بين جدار الإناء والمماس لسطح السائل.

وتتوقف زاوية التماس على نوع السائل ومادة الإناء والوسط الموجود فوق السائل.

- **ويعرف التوتر السطحي بتعريفات عدة منها:**

هو مقدار الشغل (الطاقة) اللازم لزيادة سطح كمية معينة من سائل بمقدار وحدة المساحات.

ووحدته في هذه الحالة erg/cm2.

- **أو هو الشغل اللازم لزيادة مساحة السطح لسائل بمقدار (1 cm2).**
- **أو هو القوة المؤثرة بزاوية عمودية على خط طوله (1 cm) من سطح السائل واللازمة لتمزيق السطح.**

قيم التوتر السطحي لبعض السوائل

السائل	γ ´ 10^{-3} (dyne/cm)			
	0 °C	25 °C	50 °C	75 °C
بنزين C_6H_6	31.60	28.20	25.00	21.00
كلوروفورم $CHCl_3$	29.00	26.10	23.10	20.20
كحول إيثيلي CH_3CH_2OH	24.00	21.80	19.80	---
H_2O ماء	75.64	71.19	67.91	63.50

العوامل المؤثرة على التوتر السطحي

1. **طبيعة السائل (التجاذب بين جزيئات السائل):**

كلما زاد التجاذب بين جزيئات السائل يزداد التوتر السطحي (علاقة طردية) (أكمل –صح وخطأ)

2. **درجة الحرارة:**

يقل التوتر السطحي بزيادة درجة الحرارة (علل) وذلك لأن زيادة درجة الحرارة تؤدي الى زيادة الطاقة الحركية لجزيئات السائل فتقل قوى التجاذب نسبياً بين جزيئات السائل حيث تبدأ في الإبتعاد عن بعضها مما يؤدي الى تمدد السائل فيقل التوتر السطحي.

3. **وجود مواد ذائبة في السائل:**

أ- **الأملاح غير العضوية تزيد من التوتر السطحي قليلاً.**

ب- **المواد العضوية مثل الصابون والكحول والأحماض والإسترات تقلل من التوتر السطحي للماء.**

ت- **وجود مواد ذائبة في السائل تحتوي على شحنات كهربية تقلل التوتر السطحي للسائل.**

- الخاصية الشعرية للسوائل Capillary Rise:-
- تلعب ظاهرة الخاصية الشعرية دورها في سريان الماء في النباتات الحية. فهي التي تمكن جذور النبات من إمتصاص الماء بما فيه من مواد مغذية ذائبة من التربة.
- وارتفاع الماء التلقائي في الأنابيب الشعرية ظاهرة مهمة في النبات فهذه الظاهرة (الإرتفاع التلقائي في الأنابيب الشعرية) هي المسؤولة عن إرتفاع الماء المحمل بالغذاء عبر الجذور والسيقان إلى الأجزاء الأخرى من النبات.
- ومن الأمثلة الأخرى على الخاصية الشعرية هي أنك إذا غمرت طرف فوطة في الماء و تركتها فترة ستجد أن الماء يرتفع ببطء إلى أعلى الفوطة.
- العلاقة بين ارتفاع السائل في الأنبوبة الشعرية و التوتر السطحي للسائل:

إذا غمرنا طرف أنبوبة زجاجية مفتوحة الطرفين ذات قطر داخلي صغير رأسيا (عموديا) في سائل (الماء) فإننا نلاحظ إرتفاع السائل في الأنبوبة الشعرية إلى مستوى أعلي من مستواه خارج الأنبوبة وذلك بسبب تغلب قوى التلاصق بين الماء والزجاج على قوى تماسك جزيئات الماء ويعتمد ذلك على زاوية التماس بين السائل و الزجاج. فإذا كانت زاوية التماس حادة كما في حالة الماء والزجاج (المفروض أنها في حالة الزجاج النظيف والماء النقي تساوى الصفر) فإن الماء سيرتفع فئ الأنبوبة الشعرية عن مستواه خارجها.

، أما إذا كانت زاوية التماس أكبر من 90 درجة كما في حالة الزئبق والزجاج فإن السائل ينخفض في الأنبوبة الشعرية عن مستواه خارجها.

من السابق نجد أن إرتفاع السائل يتوقف على :

1. نصف قطر الأنبوبة الشعرية: حيث يزداد إرتفاع السائل كلما نقص نصف قطر الأنبوبة.

2. زاوية التماس حيث:

أ) يرتفع السائل في الأنبوبة عن مستوى سطحه خارجها إذا كانت زاوية التماس بين السائل و مادة الأنبوبة حادة و بذلك يكون جيب تمامها موجباً أى كمية موجبة.

ب) ينخفض السائل في الأنبوبة عن مستوى سطحه خارجها إذا كانت زاوية التماس منفرجة حيث أن جيب تمامها يكون سالبا.

3. كثافة السائل حيث يزداد الإرتفاع كلما قلت الكثافة و العكس صحيح .

- **قوى التَّماسُك Cohesive Forces:**

وهي " تلك القوى التي تربط جزيئات السائل بعضها ببعض" وهي تعتمد على قوى التجاذب المتبادلة بين جزيئات المادة الواحدة، وتكون هي المسؤولة عن المظهر المتماسك للمادة، أي بمعنى الى أي مدى تكون المادة متماسكة.

- **قوى الالتصاق Adhesive Forces:**

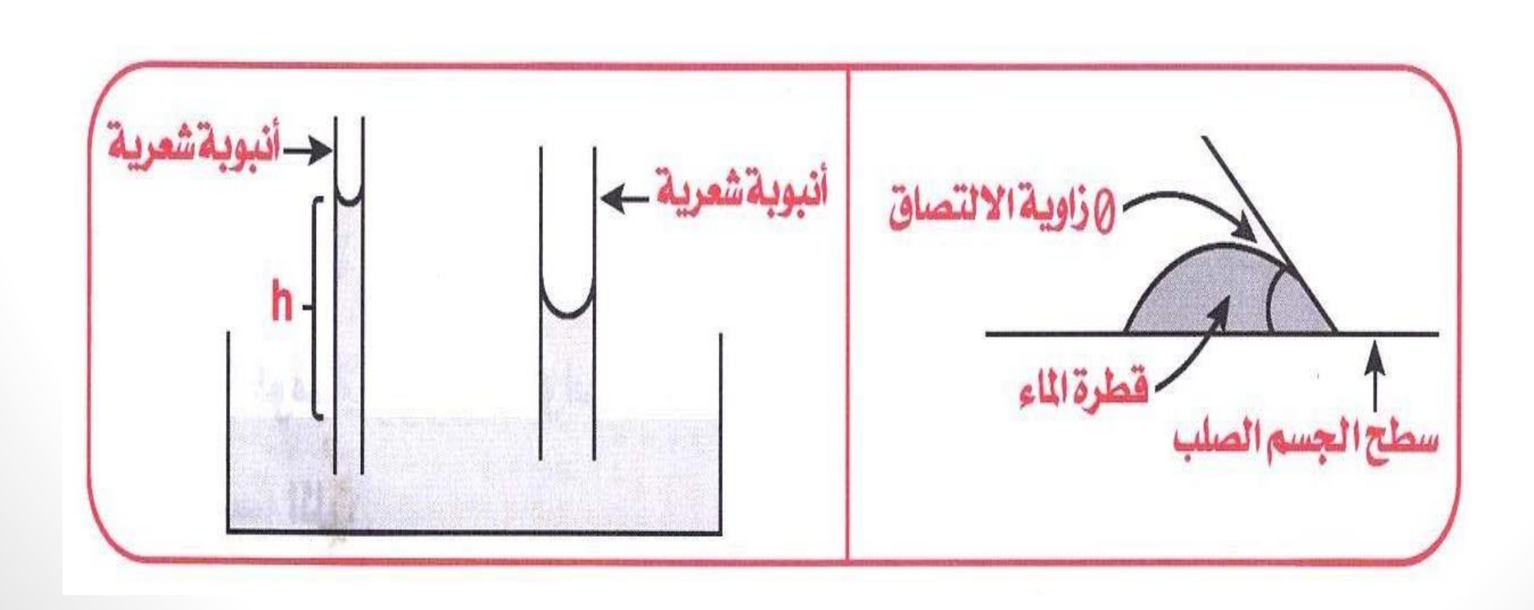
وهي "تلك القوى التي تربط جزيئات السائل بسطح الجسم الصلب " بمعنى أنها قوى تجاذب تنشأ بين مادتين مختلفتين (بين جزيئات السائل وسطح المادة الصلبة). فمثلًا عند غمر أنبوبة شعرية في الماء تنشأ قوى تجاذب (قوى تلاصق) بين جزيئات الماء والزجاج.

ومما سبق فإن هناك سوائل (مثل الماء) إذا وضعت على سطح صلب تبلله، وهناك سوائل أخرى (مثل الزئبق) لا تبلل السطح الصلب (تكون على شكل كريات على هذا السطح).

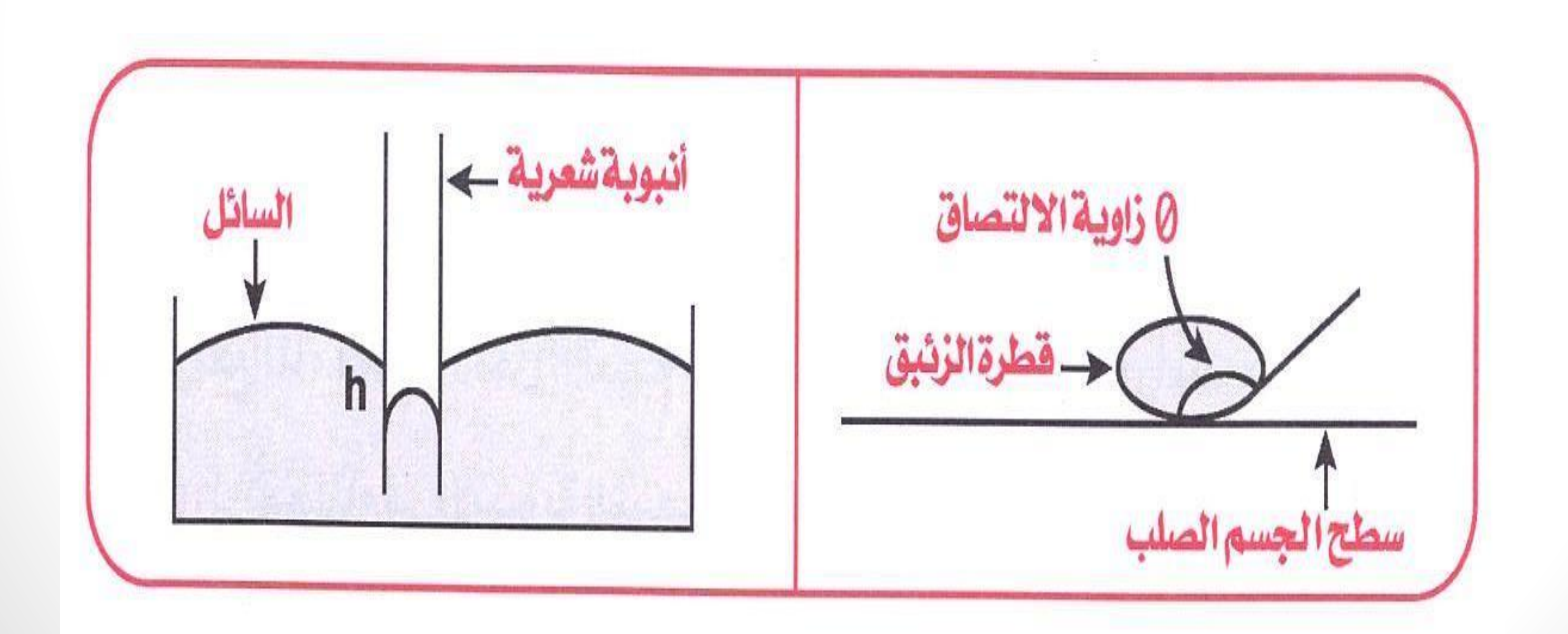
- س) علل: الماء يبلل سطح الجسم الصلب بينما الزئبق لا يبلله.

ج) في حالة الماء:

- إذا وضع الماء على جسم صلب فإنه يبلل الجسم وذلك لأن قوى التلاصق أكبر من قوى التماسك، لذلك زاوية الإلتصاق (البلل) θ بين السائل والصلب أقل من (90°) ، وهذا النوع من السوائل يرتفع داخل الأنابيب الزجاجية الشعرية عند غمسها في السائل وسطح هذه السوائل في الأنابيب يكون مقعراً (Concave).



- **في حالة الزئبق:**
- إذا وضع الزئبق على جسم صلب فإنه لا يبلله (لا ينتشر على سطحه بل يبقى على شكل كريات) وذلك لأن قوى التماسك أكبر من قوى التلاصق، لذلك فزاوية الإلتصاق (البلل θ)بين السائل والصلب أكبر من (90°).



الماء H_2O	الزئبق Hg
قوى التلاصق أكبر من قوى التماسك	قوى التماسك أكبر من قوى التلاصق
يبلل السطوح	لا يبلل السطوح
زاوية الإلتصاق (البلل) أقل من 90°	زاوية البلل (الإلتصاق) أكبر من 90°
معامل البلل أكبر (أكثر انتشاراً على الصلب).	معامل البلل أقل (أقل انتشاراً على السطح).
يرتفع في الأنبوبة الشعرية عن مستوى الماء في الوعاء، ويكون سطحه مقعراً	ينخفض في الأنبوبة الشعرية عن مستوى الزئبق في الوعاء، ويكون سطحه محدباً .

- س) عرف زاوية البلل (الإلتصاق).

ج) هي الزاوية المحصورة بين سطح الجسم الصلب ومماس قطر السائل من جهة الهواء.

وهي في حالة الماء أقل من (90°) بينما في حالة الزئبق (130°)

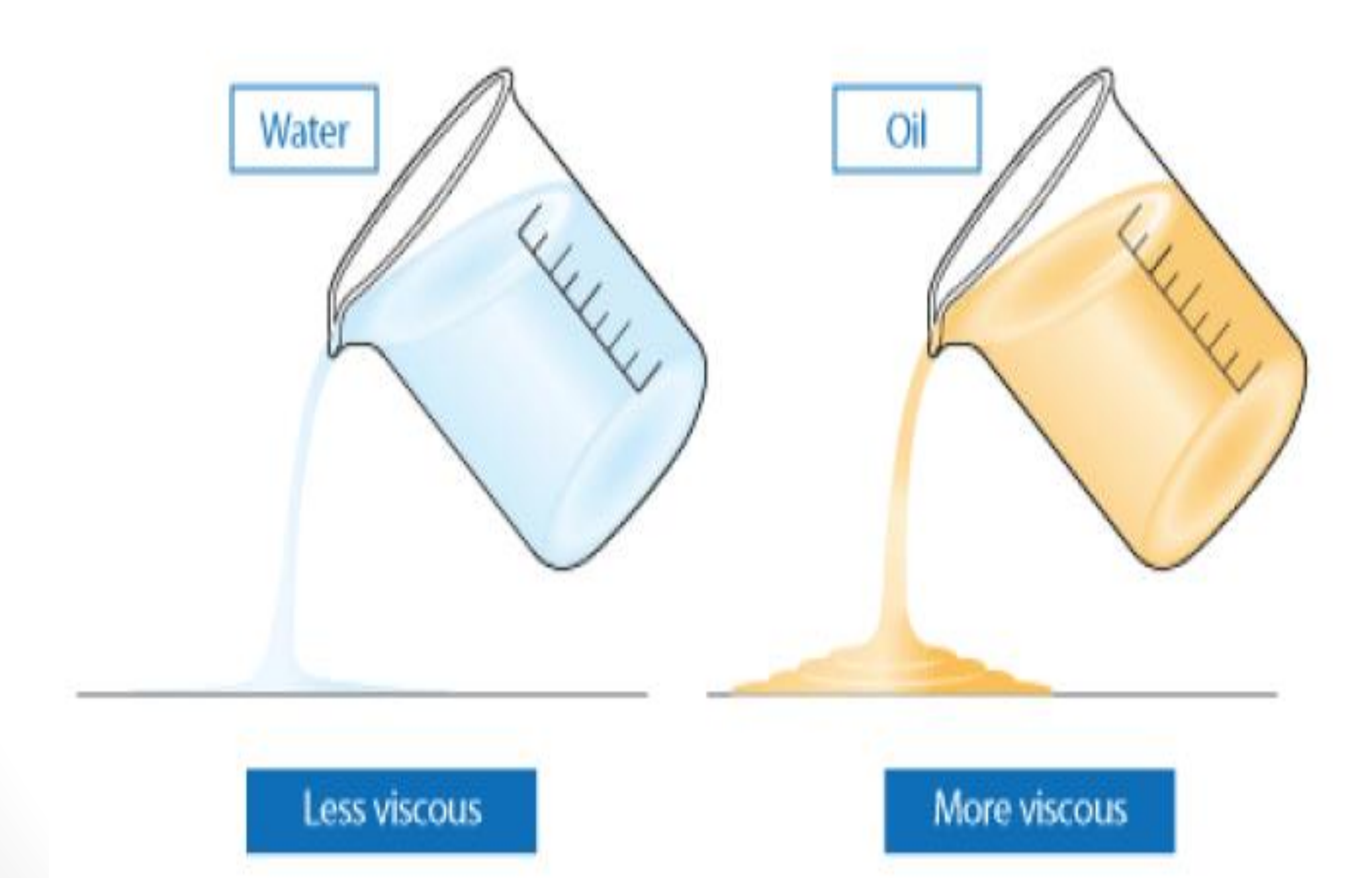
ظواهر طبيعية ترجع الى التوتر السطحي

1. إرتفاع السوائل وانخافضها في الأنابيب الشعريّة: مثل إرتفاع الماء تلقائياً في أنبوبة شعريّة مغمورة في الماء وهذه الخاصية مهمة جداً للنبات لأنها المسؤلة عن إرتفاع الماء المحمّل بالغذاء عبر الجذور والسيقان.
2. إضافة المنظفات الصناعية أو الصابون للماء لغسل الملابس (علل) لأنها تعمل على تقليل التوتر السطحي بين الماء والدهون، بحيث تسمح للماء بإحاطة الجزيئات الدهنية وإزالتها.
3. إضافة مواد خاصة لمعاجين الأسنان أو معاجين الحلاقة لتقليل التوتر السطحي (علل) حتى يسهل للمعجون أن ينتشر على السطح المراد تطهيره.

4. إضافة مواد خاصة لملابس الشتاء تزيد من التوتر السطحي (علل) حتى لا يبتل القماش المصنوع منه الملابس، وهذا النوع من الملابس ضد الماء أو مانع لبلل الماء (Water Proof) .
5. تضاف بعض المواد العضوية الى مساحيق الغسيل لتقليل التوتر السطحي (علل) وذلك لزيادة الرغوة مما يسهل عملية التنظيف.
6. تأخذ قطرات السوائل شكلاً كروياً (علل) وذلك لأن قوى التوتر السطحي تعمل على تقليص السطح بحيث يأخذ أقل مساحة سطحية، وكما هو معلوم أن الشكل الكروي هو أقل مساحة سطحية لحجم معين من السائل، ولذلك يتخذ السائل شكلاً كروياً.
7. عند وضع إبرة معدنية على سطح الماء فإنها تطفو على سطح الماء مع أن كثافة المعدن أعلى من الماء (علل) وذلك بسبب خاصية التوتر السطحي.

المحاضرة الثانية

٤- اللزوجة Viscosity



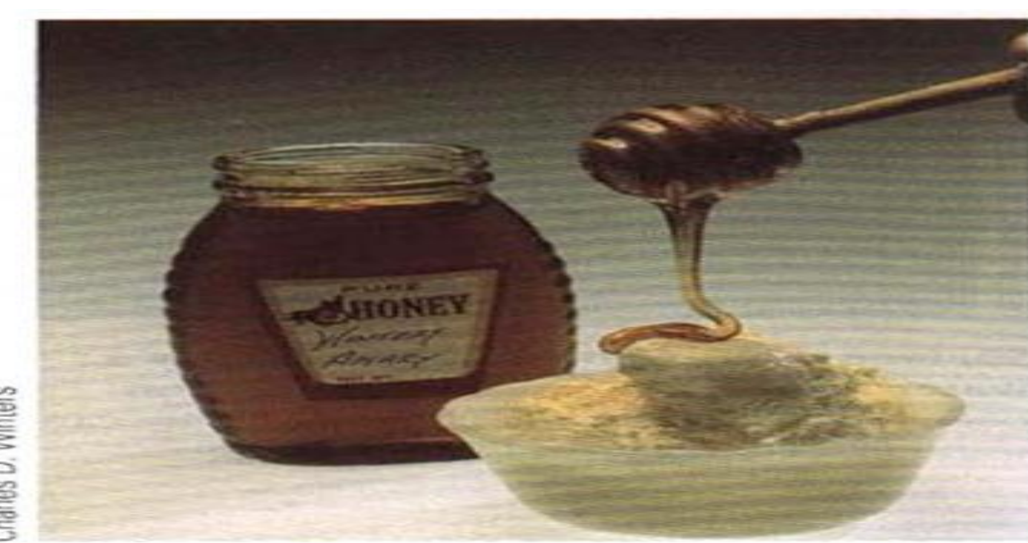
تعريف اللزوجة:

اللزوجة هي مقاومة السائل للإنسياب (مقياس لسرعة سريان السائل بتأثير قوى معينة).

أو هي مقياس يوصف به قابلية سائل ما للجريان، أو مقدار مقاومة السائل لضغط يجبره على التحرك والسيلان.

كلما زادت لزوجة سائل ما كلما قلت قابليته للجريان وكلما قلت اللزوجة زادت قابلية السائل للجريان. (أكمل- صح أو خطأ)

حيث تبدي جميع السوائل مقاومة معينة للسريان، تختلف من سائل لآخر، فالماء أسرع في سريانه من الجلسرين، وبذلك يعد الماء أقل لزوجة من الجلسرين عند نفس درجة الحرارة، كذلك فإن الماء أقل لزوجة من العسل.



- **تعريف درجة اللزوجة : η**
- هي القوة بوحدة الداين (dyne) اللازمة لتحريك الوجه المنزلق من السائل بسرعة قدرها (1cm/sec).

- **وحدة اللزوجة:**
- هي البواز (Poise) وهي تعادل g/s. Cm أو تكتب
- g s-1 cm-1

- **قانون قياس درجة اللزوجة:**

استطاع العالم الفرنسي بوازيه (Poisellieh) الى التوصل لقانون لقياس اللزوجة كما يلي :

$$\eta = \frac{\pi\, r^4 t\, P}{8\, L\, V}$$

- **حيث :**

η : معامل (درجة) اللزوجة وينطق (إيتا) ووحدتها البواز (Poise).

r: نصف قطر الأنبوبة بوحدة (cm).

t: الزمن اللازم لتدفق السائل بوحدة الثانية (sec).

P: الضغط الواقع على السائل.

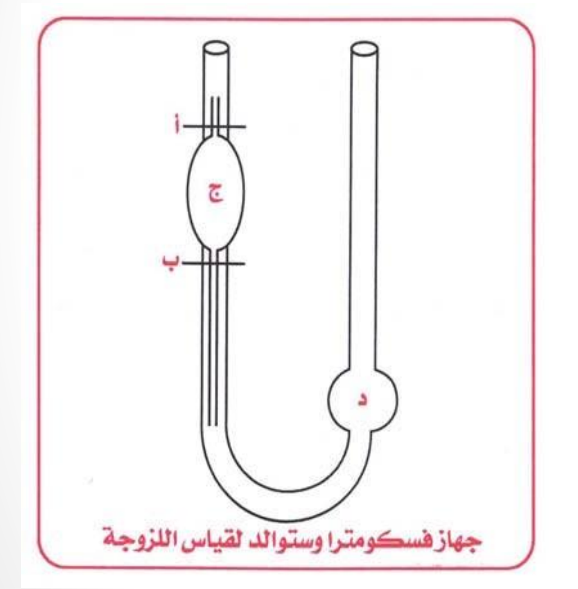
L: طول الأنبوبة الشعرية بوحدة (cm).

V: حجم السائل المستخدم بوحدة (cm3).

قياس اللزوجة النسبية

- تقاس اللزوجة عادة بما يسمى باللزوجة النسبية وذلك بقياس زمن سريان حجم معين من سائلين مختلفين خلال أنبوبة شعرية، ثم نقارن زمن سريانها. ويمكن ايجادها عملياً باستخدام جهاز فيسكوميتر(استوالد) Viscometer Ostwald.

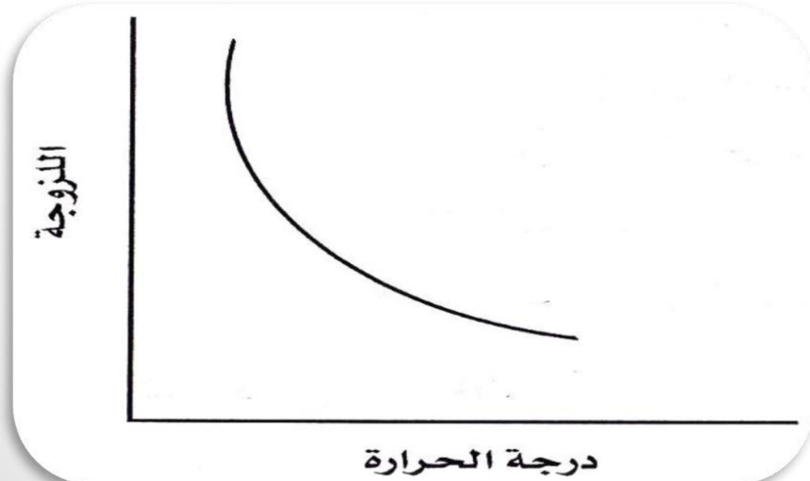
خطوات قياس اللزوجة النسبية لسائل باستخدام جهاز الفيسكوميتر:



جهاز فسكومترا وستوالد لقياس اللزوجة

1) توضع كمية مناسبة من السائل المراد ايجاد لزوجته في الإنتفاخ (د).
2) يسحب السائل الى الإنتفاخ (ج).
3) نحسب الزمن (t_1)الذي يستغرقه السائل للسريان من العلامة (أ) الى العلامة (ب).
4) يغسل الجهاز ثم تعاد التجربة مع سائل آخر ونحسب الزمن (t_2) له بنفس الخطوات السابقة.
5) بمقارنة (t_1) مع (t_2) يمكن حساب معامل اللزوجة .

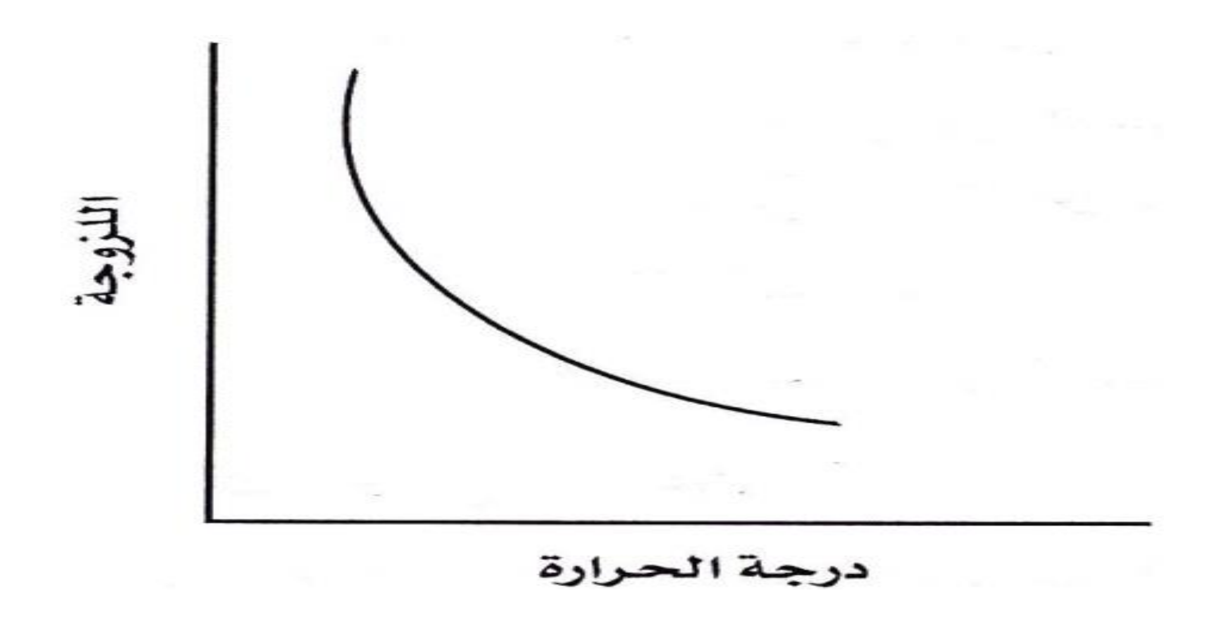
- س) علل : تصنيع زيوت السيارات بدرجات مختلفة.
- ج) وذلك للإستخدام وفق الفصل (صيف أم شتاء)، فالزيت ذو الدرجة العالية يدل على ارتفاع لزوجته وبالتالي يصلح للإستخدام في فصل الصيف الذي يمتاز بارتفاع درجة حرارته. بينما في الشتاء تستخدم الزيوت ذات الدرجة المنخفضة.
- س) علل : اللزوجة في السوائل أكبر منها بكثير عن الغازات.
- بسبب زيادة قوى التجاذب في السوائل .
- س) ما أثر ارتفاع درجة الحرارة على لزوجة السوائل؟
- ج) تنقص أو تقل لزوجة السوائل بارتفاع درجة الحرارة (علل) لأن ارتفاع درجة الحرارة يقلل من تأثير قوى التجاذب (يزيد من الطاقة الحركية لجزيئات السائل) وهذا السلوك خلاف السلوك للغازات والتي معامل اللزوجة لها يزداد مع درجة الحرارة.



العوامل المؤثرة على اللزوجة

1. **درجة الحرارة:**

حيث تقل اللزوجة بإرتفاع درجة الحرارة (علل) لأن زيادة درجة الحرارة يزيد من حركة الجزيئات فتقل نسبياً قوى التجاذب بين الجزيئات فتقل اللزوجة.



س: ما أثر إرتفاع درجة الحرارة على لزوجة السائل؟

2. **الوزن الجزيئ:**

تزداد اللزوجة بزيادة الوزن الجزيئ (علاقة طردية) وذلك في المركبات المتجانسة (من نوع واحد).(صح أو خطأ)

3. **قوى التجاذب:**

تزداد اللزوجة بزيادة قوى التجاذب بين جزيئات السائل (علل) كلما زاد التجاذب بين الجزيئات تزداد صعوبة حركة الجزيئات وبالتالي تزداد لزوجة السائل.

4. **وجود مواد ذائبة:**

المواد الذائبة في السائل تؤثر في اللزوجة حيث أن:

أ- **وجود السكر في الماء يزيد من لزوجة الماء.**

ب- **وجود الأملاح الأيونية في الماء يقلل من لزوجة الماء.**

ت- **وجود المواد العالقة في السائل يزيد من لزوجته (الدم أعلى لزوجة من الماء(علل)بسبب وجود البروتينات والصفائح الدموية العالقة فيه والتي تزيد من لزوجة الدم)**

5. **الضغط:**

تزداد اللزوجة بزيادة الضغط الواقع على السائل (علل) لأن زيادة الضغط تعمل على زيادة قوى التجاذب بين جزيئات السائل وبالتالي تزداد اللزوجة.

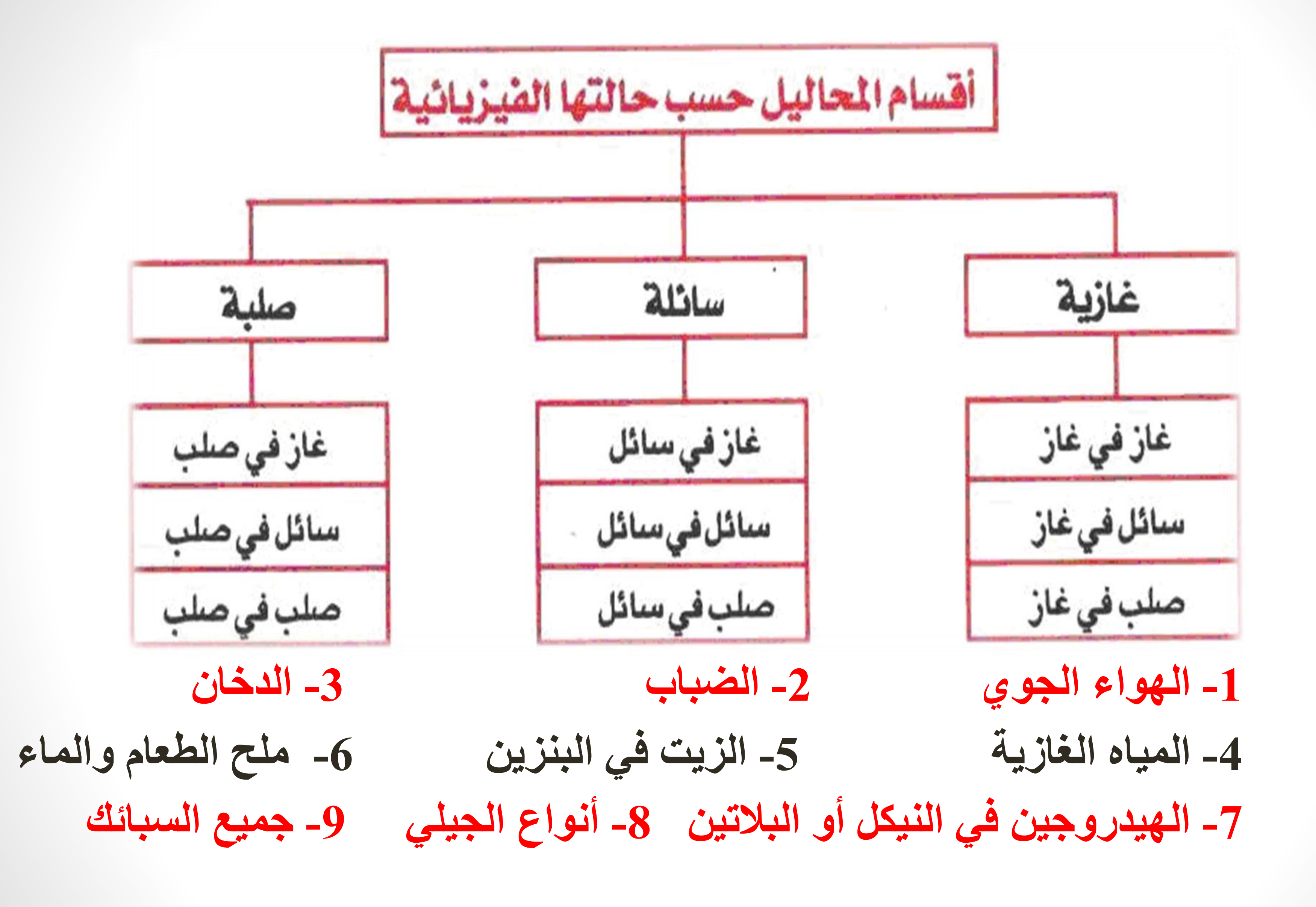
خواص المحاليل
The Properties of Solutions

طبيعة المحاليل

- يعرف المحلول بأنه خليط متجانس من جزيئات أو ذرات أو أيونات مادتين وأحياناً أكثر من مادتين. ويسمى المحلول خليطاً لأن تركيبه متغير. وهو متجانس لقدرة مكوناته على الإختلاط الكامل مع عدم العثور على أجزاء مختلفة حتى بوسائل مجهرية. أما المخاليط غير المتجانسة فتظهر فيها أطوار يحددها سطوح متلامسة يمكن الكشف عنها بالوسائل الضوئية. وعلى الرغم من أن مخاليط الغازات تعتبر محاليل متجانسة إلا أن جزيئاتها متباعدة فلا تستطيع الإنجذاب لبعضها بعضاً وتعتبر محاليل الحالة الجامدة للمعادن من المحاليل الهامة مثل البرونز(نحاس وخارصين)، والمجوهرات الذهبية (عادة ذهب + نحاس)، وملغم الأسنان (زئبق + فضة).
- ولقد جرت العادة أن تصور المحاليل في صورتها السائلة. فيكون أحد مكونات المحلول سائلًا قبل خلطه بمادة أخرى ويطلق على هذا السائل وسط الذوبان أو المذيب، ويمكن أن تكون المادة المذابة غازاً أو سائلاً أو صلباً. وبصفة عامة نطلق لفظ المذيب على المادة الموجودة بنسبة كبيرة، كما نطلق على لفظ المذاب على المادة الموجودة بنسبة قليلة من الخليط أو المحلول.

- ويتكون نوع المحلول الأكثر شيوعاً والذي نصادفه عادة من مذاب ذائب في سائل، لذلك فإن أغلب اهتمامنا سينصب نحو محاليل من هذا النوع. ويمكن تحضير المحاليل السائلة عن طريق إذابة مادة صلبة في سائل (مثل NaCl في الماء)، أو سائل في سائل (مثل الإيثيلن جليكول في الماء – وهو محلول مقاوم التجمد المستخدم في السيارات)، أو غاز في سائل (مثل المشروبات الغازية التي تحتوي على ثاني أكسيد الكربون ذائباً). وبالإضافة الى المحاليل السائلة، فإنه من الممكن الحصول على محاليل غازية، مثل الغلاف الجوي المحيط بالأرض، وكذلك محاليل صلبة عندما تذوب مادة ما في مادة صلبة.
- س) عرف المحلول؟
- ج) المحلول (الحقيقي) هو المخلوط أو المزيج المتجانس (homogeneous) المتكون من مادتين أو أكثر (مذاب ومذيب) ولا يحدث تفاعل بينها، ويشترط أن تكون مكونات المزيج بعد الخلط موجودة في نفس الطور.
- س) ما ذا تعني كلمة طور؟
- كلمة طور تعني الحالة الفيزيائية للمادة (صلبة (Solid)، سائلة (Liquid)، غازية (Gaseous).
- س) ماذا تعني كلمة متجانس في التعريف السابق؟
- ج) تعني عادة الإنتظام في التركيب، كما يتضح للعين المجردة أو للميكروسكوب.

- س) ماذا يطلق على المحلول الذي تنطبق عليه الصفات السابقة؟
- ج) يعرف بالمحلول الحقيقي (true solution)
- س) عرف المحلول الغروي، ومثل له.
- ج) المحلول الغروي Colloidal Solution: عبارة عن مخاليط تظهر متجانسة للعين المجردة، ولكنها ليست كذلك إذا نظر إليها بمجهر دقيق (Ultramicroscope)، ومثاله: اللبن ، الدم.



أقسام المحاليل حسب حالتها الفيزيائية
غازية
سائلة
صلبة
غاز في غاز
سائل في غاز
صلب في غاز
غاز في سائل
سائل في سائل
صلب في سائل
غاز في صلب
سائل في صلب
صلب في صلب
1- الهواء الجوي
2- الضباب
3- الدخان
4- المياه الغازية
5- الزيت في البنزين
6- ملح الطعام والماء
7- الهيدروجين في النيكل أو البلاتين
8- أنواع الجيلي
9- جميع السبائك

بعض المصطلحات المهمة:

- المحاليل المخففة :Dilute Solution
- هي التي تكون فيها نسبة المذاب الى المذيب قليلة.
- ويمكن أن يعرف المحلول المخفف بأنه " ذلك المحلول الذي يمكنه إذابة مزيد من المذاب عند درجة حرارة معينة."
- المحاليل المركزة :Concentrated Solution
- وهي المحاليل التي تكون فيها نسبة المذاب الى المذيب كبيرة.
- المحلول غير المشبع :Unsaturated Solution
- المحلول غير المشبع هو المحلول الذي يحتوي على كمية من المذاب أقل من الكمية اللازمة للتشبع.
- عند إذابة (30g)من ملح الطعام في (100g)من الماء عند(25˚C) فإنها سوف تذوب، وبالتالي فالمحلول غير مشبع لأن إضافة أي كمية بعد ذلك سوف تذوب، وبالتالي لا يوجد أي توازن حقيقي (بين المذاب والمذيب)، حتى يصل المحلول الى حالة التشبع وعندها يبدأ الإتزان.

المحلول المشبع Saturated Solution:

هو أقصى كمية من المذاب يمكن أن تذوب في كمية معينة من المذيب عند درجة حرارة معينة.

- أو هو "ذلك المحلول الذي لا يقبل إذابة المزيد من المذاب عند درجة الحرارة والضغط المعينين." وفي هذه الحالة يكون المحلول في حالة اتزان ديناميكي مع الجزء غير المذاب (الراسب).
- ويصل المحلول الى حالة التشبع (الإتزان الديناميكي) عندما يصبح معدل ذوبان المادة الصلبة يساوي معدل ترسيب المادة الذائبة (سرعة الترسيب تساوي سرعة الذوبان). (أكمل- صح أو خطأ)
- وتعرف الذائبية لمادة ما في مذيب معين عند ضغط ودرجة حرارة معينة بأنها ": الكمية القصوى من المذاب التي تذوب في كمية محددة من المذيب لتكون محلولًا مستقراً"
- س) كيف يمكن عمل المحلول المشبع؟
- تضاف كمية فائضة (زائدة) من المذاب في المذيب ويحرك المحلول حتى تنتهي عملية الإذابة.

تقسيم المحاليل حسب توصيلها للتيار الكهربي:

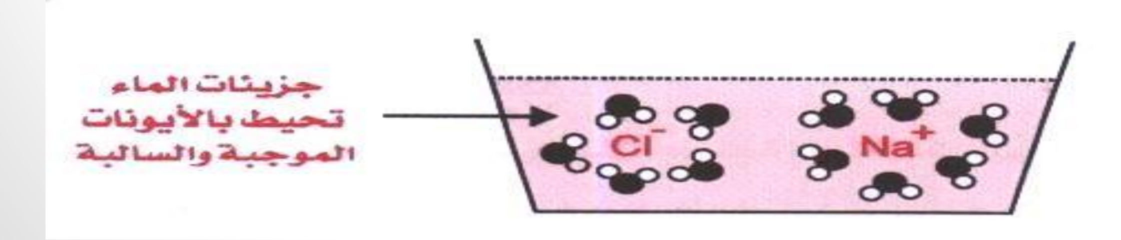
- الإليكتروليتات (محاليل موصلة للتيار الكهربي) **Electrolytes:**
- وهي المواد التي تتفكك أو تتأين كلياً أو جزئياً (إليكتروليتات قوية) أو (إليكتروليتات ضعيفة) الى أيونات عند إذابتها في الماء. مثالها: الأحماض والقواعد القوية وبعض الأملاح مثل ملح الطعام.
- أ) الإليكتروليتات القوية **Strong Electrolytes:**
- وهي محاليل جيدة التوصيل للتيار الكهربي. وتمتاز هذه المواد بأنها تتفكك كلياً إلى أيونات عند إذابتها في الماء. والإليكتروليتات القوية كثيرة وتشمل الأحماض والقواعد القوية وبعض الأملاح:

$$HCl\,(g) \xrightarrow{H2O} H^{+}\,(aq) + Cl^{-}\,(aq)$$

$$NaOH\,(s) \xrightarrow{H2O} Na^{+}\,(aq) + OH^{-}(aq)$$

$$NaCl\,(s) \xrightarrow{H2O} Na^{+}\,(aq) + Cl^{-}\,(aq)$$

- حيث : (aq) اختصار لـ aqueous وتعني مائي أي أن الأيونات محاطة بجزيئات الماء



- ب) الإلكتروليتات الضعيفة Weak Electrolytes:

وهي محاليل ضعيفة التوصيل للتيار الكهربي. وتمتاز موادها بأنها تتفكك أو تتأين جزئياً إلى أيونات عند إذابتها في الماء. ومن الأمثلة على الإليكتروليتات الضعيفة الأحماض والقواعد الضعيفة وبعض الأملاح، وتفككها يمثل سهمين متعاكسين:

$$CH_3COOH(aq) \overset{H2O}{\Longleftrightarrow} H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

$$NH_3(g) \overset{H2O}{\longleftrightarrow} NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

$$H_2O(L) \leftrightarrow H^+(aq) + OH^-(aq)$$

ج) اللاإلكتروليتات Nonelectrolytes:

وهي محاليل غير موصلة للتيار الكهربي. وتمتاز موادها بأنها لا تتفكك أو تتأين الى أيونات عند إذابتها في الماء (تبقى في صورتها الجزيئية) مثل السكر.

$$C_6H_{12}O_6(s) \overset{H2O}{\longleftrightarrow} C_6H_{12}O_6(aq)$$

The Solubility الذوبان

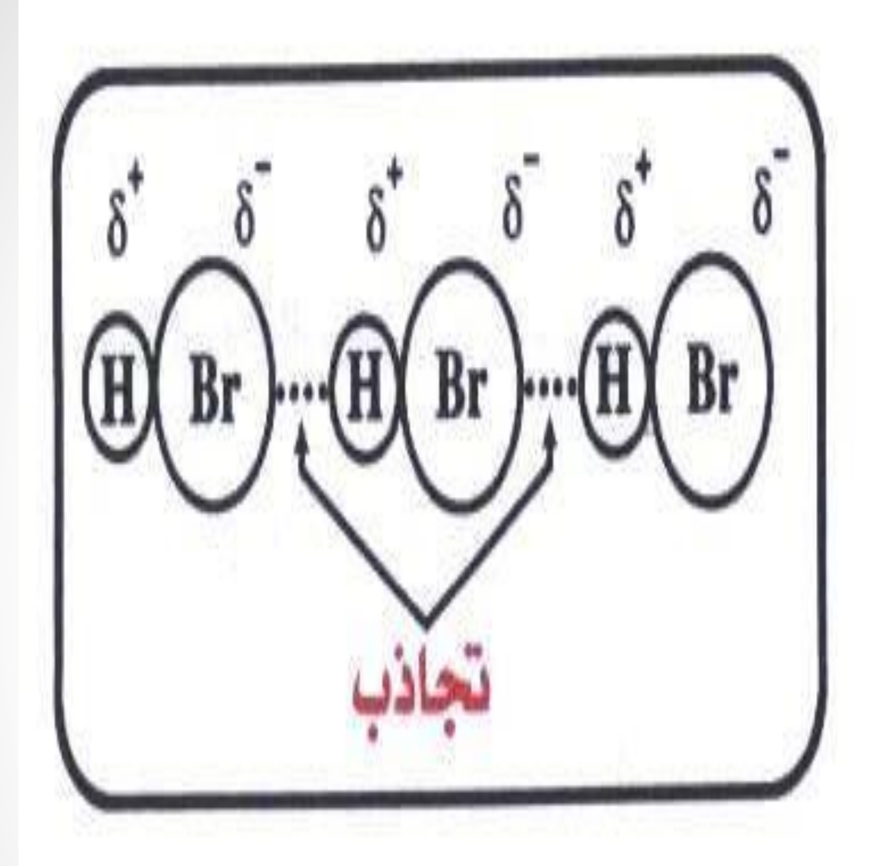
- الذوبان: هو توزيع دقائق (جزيئات أو أيونات أو ذرات) مذاب بين جزيئات مذيب.
- ينشا الذوبان من التأثير المتبادل بين جزيئات المذيب والمذاب نتيجة تجمع كليهما، وفي بعض هذه التجمعات يكون عدد جزيئات المذيب محدد المقدار اما في البعض الأخر فلا تعرف حدوداً لعدد الجزيئات بصورة مؤكدة وإذا كان المذيب هو الماء سميت العملية بالتميه أو التميؤ نسبة الى الماء.
- تعتمد عملية الذوبان على عامل رئيسي وهو قوى التجاذب بين الجزيئات. وهذه القوى التى تربط وحدات المذيب كما يلي:

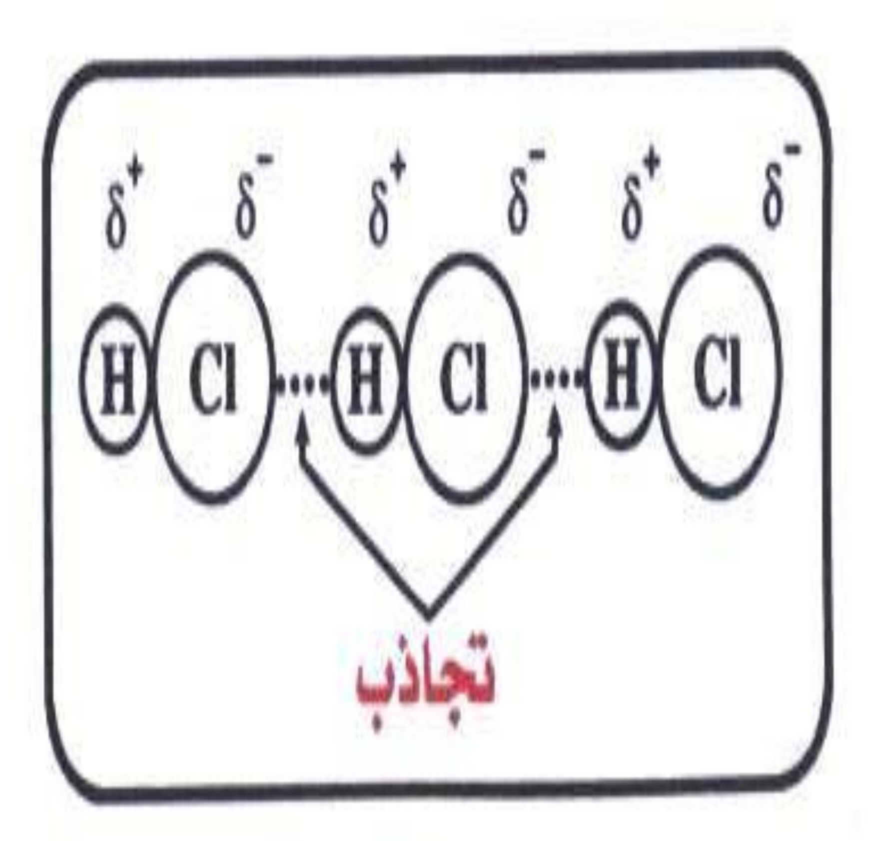
1. قوى فان درفالز Van der Waals Force:

وهي نوعان:

أ- قوى لندن London Forces: وهذه القوى تنشأ بين الجزيئات غير القطبية (عزمها القطبي يساوي صفراً) مثل البنزين ورابع كلوريد الكربون والهيدروكربونات.

ب- قوى ثنائي القطب –ثنائي القطب Dipole – Dipole Attractive Forces: وهي القوى التى تنشأ بين الجزيئات القطبية مثل كلوريد الهيدروجين HCl و بروميد الهيدروجين HBr و $CHCl_3$ و CH_2Cl_2. وتزداد هذه القوى بإزدياد قطبية الجزيئات فمثلاً التجاذب بين جزيئات HCl أقوى من التجاذب بين جزيئات HBr (علل)


δ+ δ- δ+ δ- δ+ δ-
H Br ···· H Br ···· H Br
تجاذب


δ+ δ- δ+ δ- δ+ δ-
H Cl ···· H Cl ···· H Cl
تجاذب

2- الرابطة الهيدروجينية Hydrogen Bond

- تنشأ الرابطة الهيدروجينية بين الجزيئات ثنائية القطب عندما ترتبط ذرة الهيدروجين تساهمياً مع عنصر له سالبية كهربية عالية مثل الفلور والأكسجين والنيتروجين. (أكمل – صح أو خطأ)
- حيث تحمل ذرة الهيدروجين الشحنة الموجبة وينتج عنها جزيئات عالية القطبية.
- تنشأ الرابطة الهيدروجينية نتيجة فرق كبير في السالبية الكهربية بين ذرة الهيدروجين (ذي السالبية 2.2) في جزيئ (المرتبطة بذرة اكسجين أو نيتروجين أو فلور) وذرة عنصر آخر مثيل له سالبية كهربية عالية مثل:

(N = 3, O = 3.5, F =4).

ويتم تكوين هذه الرابطة من خلال زوج الإلكترونات الحر الموجود على الأكسجين أو الفلور أو النيتروجين التي تنتمي للجزيئ الأخر المثيل. وبسبب أن الفرق في السالبية الكهربية كبير فتكون رابطة قوية.

ولا يحدث الترابط الهيدروجيني إلا في وجود ذرات الهيدروجين فقط (علل) وذلك لأن للذرات الأخرى أغلفة إليكترونية تمنع أو تحجب أنويتها من الترابط.

- س: ما تأثير الفرق في السالبية الكهربية بين الهيدروجين والذرات (O ,N, F)؟
- ج: هذا الفرق كاف لإحداث استقطاب في الجزيء (بمعنى نشوء أو تكوّن نهايتين أحدهما موجبة والأخرى سالبة).
- س: كيف يحدث هذا الإستقطاب؟
- ج: يحدث استقطاب الجزيء نتيجة لإنحياز الإلكترونات الرابطة بين الذرتين نحو الذرة الأعلى سالبية كهربية مما يجعل السحابة الإلكترونية حولها ذات كثافة أعلى منها حول ذرة الهيدروجين فيصبح الجزيء عبارة عن قطب يكون الهيدروجين نهايته الموجبة:

$$\overset{\delta +}{H} - \overset{\delta -}{X}$$

- حيث تمثل : X الذرة الأعلى سالبية كهربية (O ,N, F)

- س: ماذا ينتج عن نشوء الجزيئات القطبية السابقة؟
- ج: ينشأ قوى تجاذب بين هذه الجزيئات القطبية من نوع قوى التجاذب بين جزيء ثنائي القطب وآخر ثنائي القطب، حيث تتجاذب الجزيئات عبر نهاياتها القطبية:

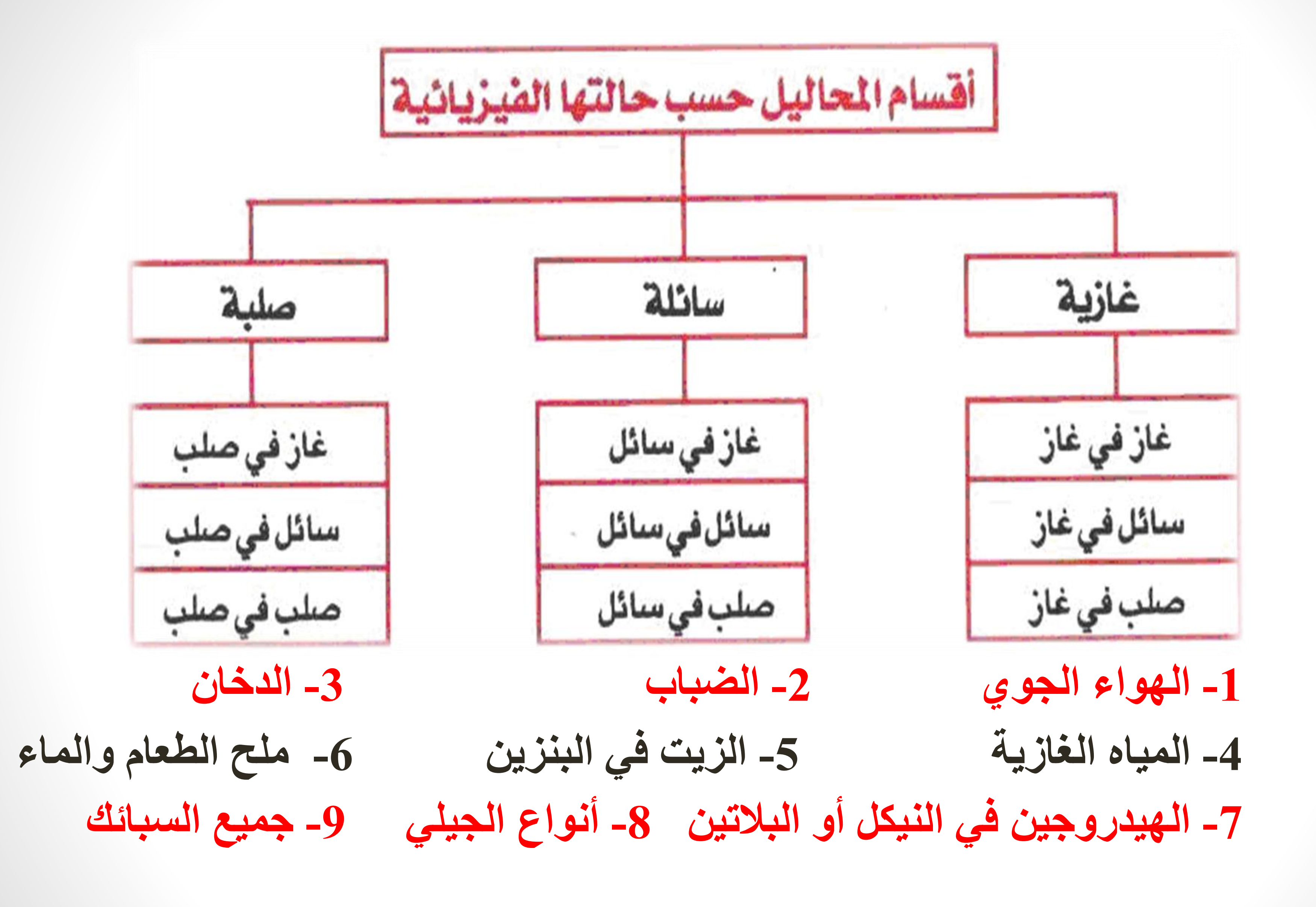
$$\overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{X}\ldots\ldots\overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{X}\ldots\ldots\overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{X}\ldots\ldots\overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{X}\ldots\ldots\overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{X}\ldots\ldots\overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{X}$$

- ونظراً لأن ذرة الهيدروجين هي المشارك في جعل الجزيء قطبياً، لذلك تسمى القوة الرابطة باسم الرابطة الهيدروجينية (مثلت الرابطة الهيدروجينية بالخط المنقط).
- إن وجود الرابطة الهيدروجينية بين الجزيئات يؤدي الى زيادة تجاذبها مع بعضها البعض وبالتالي يزيد من درجة غليانها ويقلل من ضغطها البخاري. (أكمل – صح أو خطأ)
- علل: درجة غليان الماء H_2O (100 °C) أعلى من النشادر NH_3 (-33 °C)
- ج: ذلك لأن عدد الروابط الهيدروجينية في الماء أعلى منها في النشادر.
- علل: درجة غليان فلوريد الهيدروجين HF (17 °C) أعلى من درجة غليان بروميد الهيدروجين HBr (-70 °C).
- ج: السبب هو وجود الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين، بينما لا توجد هذه الروابط الهيدروجينية بين جزيئات بروميد الهيدروجين (HBr).

$$^{\delta+}H-F^{\delta-}\ldots\ldots\ldots\ldots^{\delta+}H-F^{\delta-}$$

- علل: لا توجد روابط هيدروجينية بين جزيئات الإيثرثنائي الميثيل (H_3C-O-CH_3).
- ج: وذلك لعدم وجود ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة ذات سالبية كهربية مرتفعة مثل (O,N,F).
- س: هل يمكن للرابطة الهيدروجينية أن تتكون إذا استبدلنا (O,N,F) بذرة كبريت (S) أوكلور Clأو Br؟ لماذا؟
- ج: لا تنشأ الرابطة الهيدروجينية إذا استبدلنا ذرة الأكسجين أو النيتروجين أو الفلور بأي ذرة أخرى كذرة الكبريت S أو الكلورCl أو البروم Br على الرغم من أن كهروسالبيتها عالية كالسابقات (علل) وذلك لأن ذرة الهيدروجين صغيرة جداً ويناسب صغرها هذا صغرذرات الأكسجين والنيتروجين والفلور.

المحاضرة الثالثة



أقسام المحاليل حسب حالتها الفيزيائية
غازية
سائلة
صلبة
غاز في غاز
سائل في غاز
صلب في غاز
غاز في سائل
سائل في سائل
صلب في سائل
غاز في صلب
سائل في صلب
صلب في صلب
1- الهواء الجوي
2- الضباب
3- الدخان
4- المياه الغازية
5- الزيت في البنزين
6- ملح الطعام والماء
7- الهيدروجين في النيكل أو البلاتين
8- أنواع الجيلي
9- جميع السبائك

Solutions of Gases in Liquids محاليل الغازات في السوائل

- تذوب الغازات بدرجات متفاوتة في السوائل مكونة محاليل حقيقية.
- تقسيم الغازات من حيث درجة ذوبانها في السوائل:

يمكن تقسيم الغازات – حسب درجة ذوبانها في السوائل – الى قسمين:

- أ) غازات تامة الإذابة (سهلة الذوبان):
- وهي تلك الغازات التي تذوب في السوائل، وتمتزج معها امتزاجاً تاماً وبأي نسب (بجميع النسب) نتيجة حدوث تفاعل كيميائي بينها.
- ومن أمثلتها تلك الغازات التي تتفاعل مع الماء مثل: النشادر، كلوريد الهيدروجين، وثاني أكسيد الكبريت، فهي لا تكون مع الماء محاليل حقيقية من الغازات في السوائل، بسبب تكوينها لمركبات مع الماء كما يتضح من المعادالت التالية:

$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4OH$

$SO_2 + H_2O \leftrightarrow H_2SO_3$

$HCl + H_2O \leftrightarrow H_2O + Cl^-$

- **ب) غازات شحيحة الإذابة:**
- وهي تلك الغازات التي تذوب بقلة (تذوب جزئياً) في السوائل – دون أن يحدث تفاعل كيميائي – مكونة محاليل حقيقية، حيث لا يحتوي المحلول على قدر كبير من الغاز، بل ويمكن طرد الغاز كلية من المحلول إما برفع درجة الحرارة أو بتخفيف الضغط عن المحلول. ومن أمثلة هذه الغازات التي تكون محلولًا حقيقياً في الماء: غازي الأكسجين والنيتروجين، فهما يذوبان بقلة ولا يتفاعلان معه، بل ويمكن طردهما تماماً من المحلول.

س) عرف معامل امتصاص الغاز بواسطة السائل (معامل الإمتصاص) :Absorption Coefficient

معامل امتصاص الغاز بواسطة السائل: **هو حجم الغاز الذي يذوب في حجم معين من السائل عند الظروف العيارية أو القياسية** وهي: (P = 1 atm, T = 0 °C).

وعند تحديد وحدة الحجم بالسم٣ فإن معامل امتصاص الغاز بواسطة السائل يعرف بأنه:

هو حجم الغاز بالسنتيمترات المكعبة التي تكفي فقط لتشبع (1cm3) من السائل. وحجم الغاز في هذه الحالة يقاس عند الشروط (الظروف) النظامية (العيارية) (أي ضغط جوي واحد ودرجة حرارة 273 K).

$$\alpha = \frac{V\,(g)}{V(L).\,P(g)}$$

V(g): حجم الغاز عند الشروط النظامية (STP)

V(L) : حجم السائل بـ cm3، P(g): الضغط الجزئي للغاز

- س) ما العوامل المؤثرة على ذوبانية الغازات؟
- ج) هناك خمسة عوامل تؤثر على ذوبانية الغازات:

1) طبيعة (نوعية) الغاز (المذاب) . 2) طبيعة السائل (المذيب).
3) درجة الحرارة. 4) وجود مواد ذائبة في السائل.
5) الضغط (قانون هنري).

- 1) طبيعة الغاز (المذاب):

هناك اختلاف كبير في ذوبانية الغازات في مذيب ما، فبينما نجد غازات تذوب في سائل معين، نجد غازات أخرى لا تذوب في السائل نفسه (أو تذوب بقلة)، فنجد مثلًا أن غاز كلوريد الهيدروجين يذوب تماماً في الماء، بينما نجد أن غاز الأكسجين يذوب بقلة فيه. كذلك نجد أن غاز ثاني أكسيد الكربون يذوب تماماً في الماء، بينما نجد أن غاز النيتروجين يذوب بقلة فيه.

الغاز	NH_3	HCl	SO_2	H_2S	CO_2	O_2	N_2	He
معامل الإمتصاص	1300	500	80	4.6	1.7	0.05	0.024	0.009

2) طبيعة المذيب (السائل):

تختلف الغازات في ذوبانيتها باختلاف المذيبات، فهناك غازات تذوب في سائل معين، في حين أنها لا تذوب في سوائل أخرى، فمثلًا نجد أن غاز الأكسجين يذوب بقلة في الماء، بينما يذوب تماماً في الدم.

المذيب	الماء H_2O	الكحول الإيثيلي C_2H_5OH	البنزين C_6H_6	الأسيتون CH_3COCH_3	ثنائي إيثيل إيثر $C_2H_5OC_2H_5$
معامل الإمتصاص	0.028	0.144	0.163	0.208	0.416

- ٣) درجة الحرارة:
- تؤثر درجة الحرارة تأثيراً كبيراً على إذابة الغازات في السوائل، فنجد أن إذابة الغازات تقل في الماء – عادة – كلما ارتفعت درجة الحرارة للمحلول، إذ أن الفقاقيع الدقيقة التي تتكون عندما يسخن الماء مثلاً إنما ترجع الى أن الهواء المذاب يصبح أقل إذابة عند درجات حرارة أعلى.
- وبصفة عامة فإنه يمكن القول: بأن إذابة الغاز تقل برفع درجة الحرارة وتزيد بانخفاضها. ومثال ذلك:أن حجماً واحداً من الماء يمتص عند درجة الصفر المئوي نحو (0.049) حجماً من غاز الأكسجين تحت ضغط (1 atm)، بينما يمتص الحجم نفسه من الماء عند (25 °C) نحو (0.024) حجماً من غاز الأكسجين تحت ضغط واحد جو. ويبين هذا المثال مدى تأثير درجة الحرارة على إذابة الغازات في السوائل بشرط أن تكون هذه الغازات ضعيفة أو متوسطة الإذابة.

الغاز	درجة الحرارة					
	0 °C	10 °C	20 °C	30 °C	40 °C	50 °C
CO_2	3.3	2.3	1.7	1.3	0.97	0.76
SO_4	228.0	162.0	113.0	78.0	54.0	54.0
O_2	0.070	0.054	0.044	0.037	0.033	0.030

4- وجود مواد ذائبة في السائل.

- يمكن توضيح أثر وجود الأملاح المتأينة (التي تتفكك في الماء الى أيونات) في الماء على ذائبية الغاز في الماء كما يلي:

١) إذا كان الغاز يتفاعل مع الملح الذائب في الماء، فإن ذائبية الغاز في الماء تزداد بوجود الأملاح المتأينة. فمثلًا ذائبية ثاني أكسيد الكربون CO_2 في محلول كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) أعلى من ذائبيته في الماء النقي، لأن ثاني أكسيد الكربون يتفاعل مع كربونات الصوديوم :

$$Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow 2NaHCO_3$$

٢) إذا كان الغاز لا يتفاعل مع الملح الذائب في الماء، فإن ذائبية الغاز في الماء تقل بوجود الأملاح المتأينة.

س) علل : تقل ذائبية الغاز في الماء بوجود الأملاح المتأينة.

ج) 1- الملح المذاب يستأثر بمعظم جزيئات الماء (المذيب) وبالتالي يتبقى جزء قليل من جزيئات الماء اللازم لإذابة الغاز.

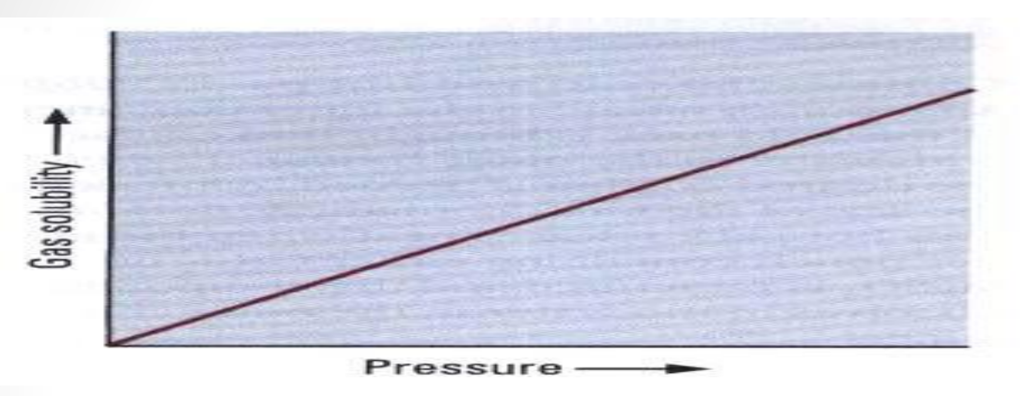
2- بعض الأملاح المذابة يزيد من التوتر السطحي وبالتالي يقلل من حجم المذيب فتطرد جزيئات الغاز.

- س) علل: ذائبية الأكسجين في السوائل التالية تأخذ الترتيب التالي : الدم > الماء > البلازما؟
- ج)
- ١) يذوب الأكسجين في الدم أكثر من الماء لأن الدم يحتوي على الهيموجلوبين الذي يتفاعل مع الأكسجين.
- 2) يذوب الأكسجين في البلازما أقل من الماء وذلك لأن البلازما تحتوي على أملاح ذائبة لا تتفاعل مع الأكسجين.
- س) علل: يذوب ثاني أكسيد الكربون في البلازما أعلى من الماء.
- وذلك لأن البلازم تحتوي على أملاح ذائبة تتفاعل مع غاز ثاني أكسيد الكربون.

- 5) الضغط:

عند ثبوت درجة الحرارة تزداد ذوبانية الغازات في السوائل بزيادة ضغط الغاز فوق سطح السائل.

بمعنى أنه كلما زاد تركيز جزيئات الغاز فوق السائل يزداد ذوبان جزيئات الغاز فيه.



قانون هنري (1903) Henry's Law:

للضغوط تأثير مهم على إذابة الغازات في السوائل، ويوضح قانون هنري Henry's Law العلاقة بين كمية الغاز الذائب وضغطه عند ثبوت درجة الحرارة. وينص على أنه : "عند درجة حرارة معينة فإن كمية الغاز (كتلته) المذابة في حجم معين (كمية معينة) من السائل المذيب تتناسب طردياً مع ضغط الغاز الجزئي فوق السائل الموجود في حالة توازن مع السائل."

ويمكن صياغة القانون في صورة رياضية بالمعادلة :

$$C(g) = K(g)\ P(g)$$

حيث : C(g) تركيز الغاز (كمية المذاب) في المحلول

و P(g) : الضغط الجزئي للغاز فوق المحلول.

K : ثابت يعتمد على طبيعة الغاز والسائل ويعرف بثابت هنري

محاليل الغازات في الأجسام الصلبة

:Solution of Gases in Liquids

- تمتص الغازات في الأجسام الصلبة، وقد ينتج عن هذا الإمتصاص خليط متجانس وحينها يسمى الناتج محلولًا.
- صور امتصاص الغازات على سطوح (أسطح) المواد الصلبة:

1) امتصاص كيميائي: وفيه يحدث اتحاد كيميائي بين الغاز والمادة الصلبة.

مثاله: امتصاص الجير (CaO) لثاني أكسيد الكربون (CO_2) مكوناً كربونات الكالسيوم ($CaCO_3$).

2) ذوبان حقيقي: وفيه ينتشر الغاز في ثنايا الجسم الصلب ليكون مزيجاً متجانساً.

مثاله : ذوبان الهيدروجين ($H_2(g)$) في البالديوم (Pd)(Palladium) الساخن.

3) الإمتزاز (adsorption):

وفيه تلتصق جزيئات الغاز بسطح الجسم الصلب، ويتبع ذلك انتشاربطيء داخل الجسم الصلب.

مثاله : امتزاز الهيدروجين ($H_2(g)$) على سطح الفحم ((C(graphite).

وعملية الإمتزاز أسرع من عملية الإنتشار التي تتبعها.

العوامل المؤثرة على امتزاز الغازات على سطح الأجسام الصلبة

- 1) طبيعة الغاز:
- تمتاز الغازات السهلة الإسالة (مثل النشادر NH_3) بامتزاز أسهل وأفضل على السطوح الصلبة من الغازات التي يصعب إسالتها (مثل النيتروجين N_2) .
- 2) طبيعة الجسم الصلب:
- فمثلًا يمتز سطح النيكل (Ni) كمية من غاز الهيدروجين (H_2) أكبر بكثير من سطح النحاس (Cu) تحت نفس الظروف.
- 3) مساحة السطح:
- فالمواد المجزأة تجزيئاً دقيقاً تمتص كمية أكبر من الغاز، كما في حالة البلاتين المجزأ والمصقول، ويعود السبب في ذلك الى أن تجزئة المادة يزيد من مساحتها السطحية المعرضة للغاز الممتز مما يعني كمية أكبر من الغاز يمكنها أن تمتز.
- 4) درجة الحرارة:
- عملية الإمتزاز عملية طاردة للحرارة، وبالتالي فكلما ارتفعت درجة الحرارة كلما قلت كمية الغازالممتز (وفقاً لقاعدة لوشاتلييه).
- 5) الضغط:
- بشكل عام عند ثبوت درجة الحرارة، فإن زيادة الضغط تزيد من كمية الغاز الممتز، ولكن هذه العملية ليست طردية دائماً نظراً لأن الجسم الماز يصل الى حالة تشبع بالغاز الممتز.

محاليل السوائل في السوائل

SOLUTIONS OF LIQUIDS IN LIQUIDS

- أقسام محاليل السوائل في السوائل:

1) **محاليل تامة الإمتزاج:** وهي تلك التي تمتزج مع بعضها بأي نسب لتكون محلولاً متجانسًا من طبقة واحدة. مثل الكحول في الماء أوالأسيتون في الماء.

2) **محاليل محدودة الإمتزاج:** وهي سوائل ذات قابلية امتزاج محدودة. ومن أمثلتها محاليل الإيثر مع الماء عند درجة حرارة الغرفة. مثل الأثير والماء أو الفينول والماء.

3) **محاليل عديمة الإمتزاج:** وهي السوائل التي لا تمتزج ببعضها البعض. أو أن قابلية إذابة كل من السائلين في الآخر صغيرة جداً جداً. ولذلك فهي تبقى منفصلة في طبقتين. ومثالها: النيتروبنزين والماء أو البروموبنزين والماء. ويتصرف كل سائل مستقلاً عن الآخر. وبذلك فإن خواص كل سائل تبقى دون أن تتأثر بوجود الآخر، فعند تبريد مخلوط السائلين عديمي الإمتزاج، فإن كلًا منهما يتجمد عند درجة تجمده.

أولاً : محاليل السوائل تامة (كاملة الإمتزاج
Completely Miscible Liquids

العوامل المؤثرة على ذائبية سائل في سائل

1) طبيعة المذاب والمذيب:

عندما تتشابه السوائل في التركيب الجزيئي تزداد الذائبية فمثلاً الإيثانول C_2H_5OH يذوب في الماء لوجود مجموعة هيدروكسيل مشتركة بينهما.

2) درجة الحرارة:

بصفة عامة تتأثر ذائبية سائل في سائل بدرجة الحرارة بنسب متفاوتة.

- الضغط البخاري للمحاليل:

إذا وضع محلول لسائلين (A,B) وهما تاما الإمتزاج في إناء مغلق فإن الحيز الذي أعلى المحلول يحتوي على بخار للسائلين وعند إفتراض أن بخار السائلين يسلك سلوك الغاز المثالي فإن الضغط الكلي للمحلول يساوي مجموع الضغوط البخاريةالجزيئية للسائلين حيث يكون

$$P = P_A + P_B$$

حيث P_A هو الضغط البخاري للسائل A

P_B هو هو الضغط البخاري للسائل B

ويتوقف الضغط البخاري الكلي للمحلول على نسبة كل من السائلين في المحلول و يمكن تقسيم هذه المحاليل طبقاً لتغير ضغطها البخاري مع التركيز إلى:

1) محاليل مثالية Ideal Solutions.

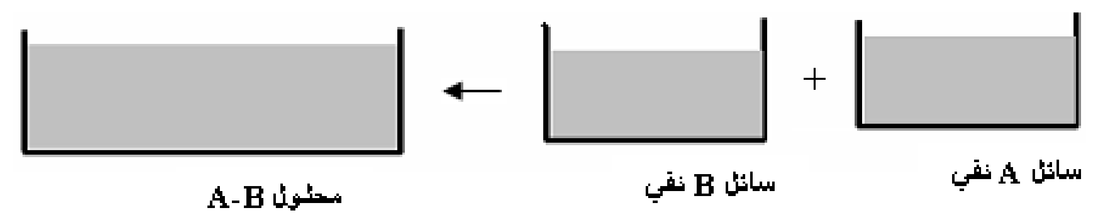
2) محاليل غير مثالية Non Ideal Solutions.

1) المحاليل المثالية Ideal Solutions:

- المحلول المثالي هو محلول سائلين أو أكثر في حالة إمتزاج كامل بحيث لا تتأثر قوى التجاذب الموجودة بين جزيئات سائل بوجود جزيئات السائل الآخر من الإنفلات والتحول الى الحالة الغازية .
- ويعرف المحلول المثالي بأنه : "المحلول الذي يتبع ويحقق قانون راؤولت عند جميع تركيزاته المختلفة."
- مميزات المحاليل المثالية:

1) تتشابه قوى التجاذب الأصلية في السائل النقي A-A (مذاب) وكذلك في السائل النقي (B-B مذيب) مع قوى التجاذب الناتجة بين السائلين بعد مزجهما A-B (المحلول):

أي أن المحلول المثالي هو المحلول الذي تكون فيه قوى التجاذب والتنافر بين جزيئاته (A-B) متساوية تماماً مع قوى التجاذب والتنافر بين جزيئات مكونات المحلول قبل عملية المزج (صح او خطأ).



2) الضغط البخاري الكلي للسائلين بعد المزج P_{total} يساوي مجموع الضغوط البخارية للسائل المذاب P_A والسائل المذيب P_B بعد المزج

3) المحاليل المثالية لا يصاحبها تغير في درجة الحرارة وهذا يعني أن عملية المزج لا ماصة ولا طاردة للحرارة.

4) المحاليل المثالية تتبع قانون راؤولت.

5) لا تتغير الحجوم النهائية عن مجموع الحجوم للسائلين.

6) الخواص الطبيعية للمحلول تكون وسطاً بين خواص السائلين المكونين للمحلول.

س) هل المحاليل المثالية متوفرة؟

ج) المحاليل المثالية نادرة الوجود، وتكمن أهميتها في أنه يمكن استعمالها كنظام أو محاليل قياسية منظمة.

2) محاليل غير مثالية Non Ideal Solutions

- المحاليل الغير مثالية:

هي المحاليل التي تحيد عن قانون راؤولت ويحدث ذلك عندما تختلف قوى التجاذب بين المذاب والمذيب عن قوى التجاذب بين جزيئات المذيب النقي وكذلك بين جزيئات المذاب النقي. ولذلك يصبح هناك إختلاف في الضغط البخاري لكلاً من السائلين والمحلول النهائي.

ولذلك فهناك نوعان من الحيود عن المحلول المثالي أو عن قانون قانون راؤولت هما:

1) محاليل غير مثالية ذات حيود موجب Positive Deviation.
2) محاليل غير مثالية ذات حيود سالب Negative Deviation.

أولاً: محاليل غير مثالية ذات حيود موجب

Positive Deviation .

- وهي المحاليل التي تكون منحنياتها محدبة، وتسمى بالمحاليل ذات الإنحراف الموجب عن قانون راؤولت.
- في حالة الحيود الموجب تكون قوى التجاذب بين جزيئات السائل النقي مع بعضها البعض أقوى من قوى التجاذب بين جزيئات المحلول.
- س) كيف يكون الضغط البخاري الكلي للمحاليل ذات الإنحراف الموجب مقارنة بالمحاليل المثالية؟
- ج) الضغط البخاري الكلي فيها يكون أكبر من مثيله في حالة المحلول المثالي، والجزيئات في المحلول لها ميل أكبر للهروب الى الحالة البخارية مقارنة بالسوائل النقية.
- س) ما سبب هذا الميل؟
- يعود الى أن قوى التجاذب بين الجزيئات في حالة المحلول أضعف منها في حالة السوائل النقية. وبالتالي فهذه المحاليل أقل ميلًا للإمتزاج الكامل.
- س) ماذا يصاحب هذا النوع من المحاليل؟
- زيادة في الحجم وامتصاص للحرارة أثناء عملية المزج.

مميزات المحاليل ذات الحيود الموجب:

1) قوى التجاذب بين جزيئات المحلول **أضعف** منها في السوائل النقية. فمثلًا إذا مزج السائل A مع السائل B فإنه ينتج محلول AB فإن: قوى التجاذب الناتجة بين (A-B) أقل من قوى التجاذب الأصلية بين جزيئات (A-A) وكذلك بين (B-B). ونتيجة لذلك فإن:

أ) الحجم الناتج بعد المزج V_t **أكبر** من مجموع حجم المذاب السائل V_A وحجم المذيب السائل V_B .

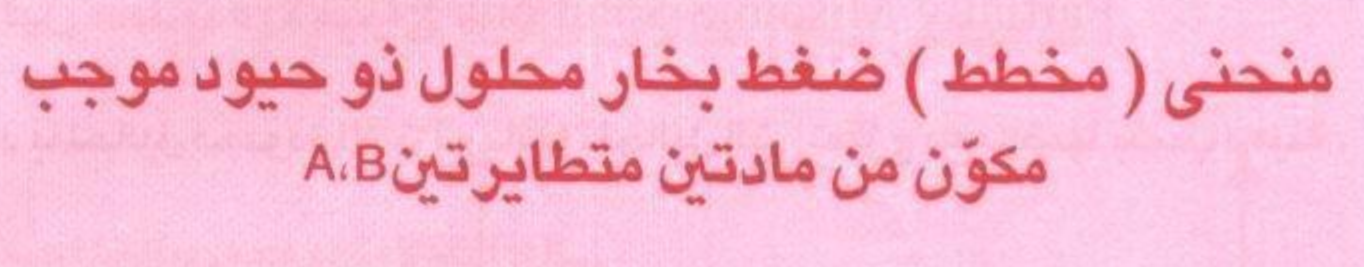
ب) ميل الجزيئات للهروب (للتبخر) من المحلول **أكبر** من ميل الجزيئات للهروب في حالتها السائلة النقية.

ج) الضغوط الجزيئية للمذاب والمذيب في المحلول وكذلك الضغط البخاري الكلي للمحلول **أعلى** من الضغوط البخارية التي نحصل عليها من قانون راؤولت.

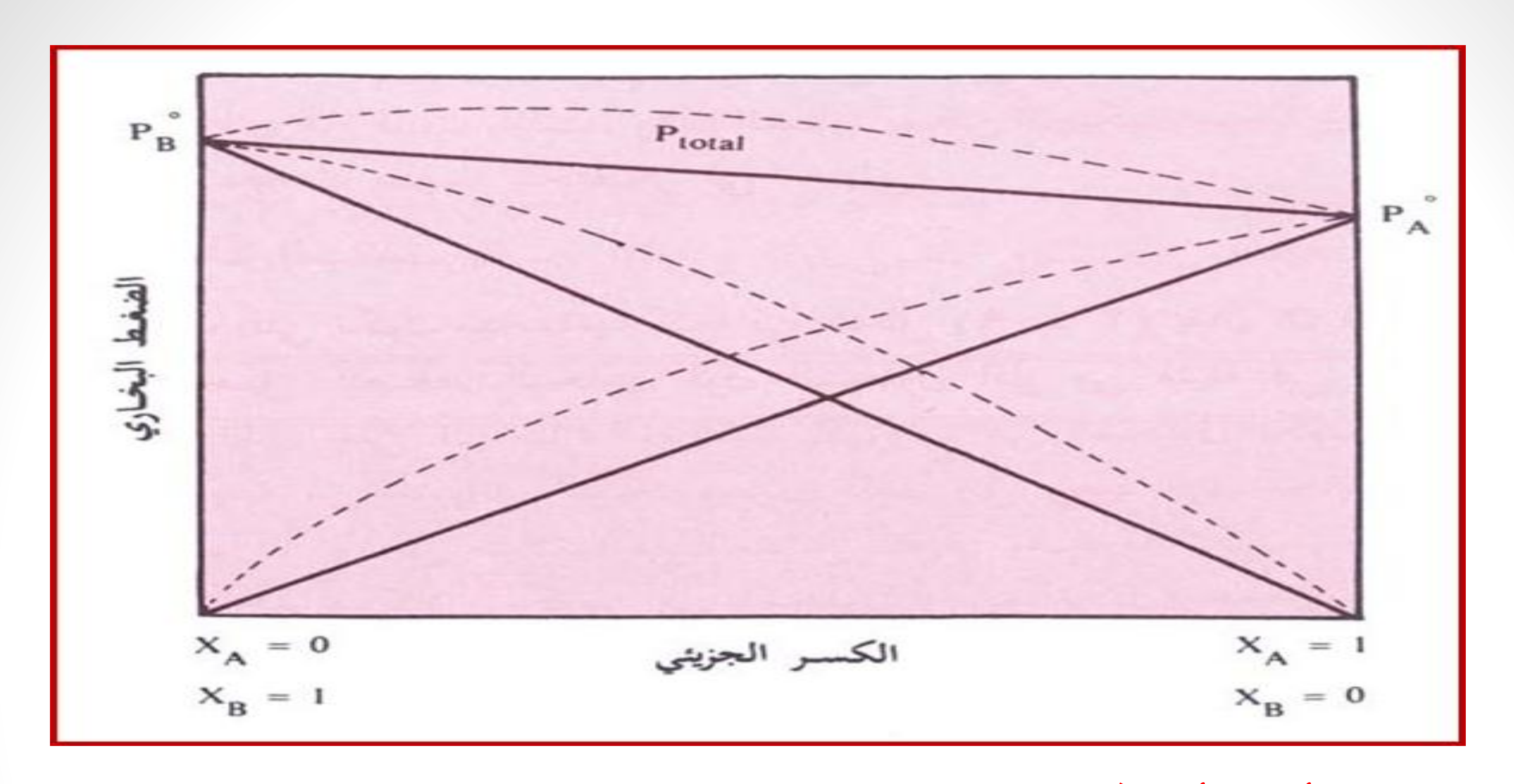
2) يصاحب هذا النوع من المحاليل **انخفاض** في درجة الحرارة وهذا يعني أن عملية المزج ماصة للحرارة

3) الضغط البخاري لكل سائل بعد المزج لا يخضع لقانون راؤولت.

4) نتيجة لإرتفاع الضغط البخاري، فإن هذه المحاليل يصاحبها **انخفاض** في درجة الغليان.



منحنى (مخطط) ضغط بخار محلول ذو حيود موجب
مكوّن من مادتين متطايرتين A،B
المادة B
(P_{TOT})
الضغط الكلي لـ A,B
المادة A
ضغط بخار B
النقية (P_B^o)
ضغط البخار
الضغط بخار A
النقية (P_A^o)
الضغط الجزئي
للمادة A (P_A)
الضغط الجزئي
للمادة B (P_B)
$X_A = 0$
$X_B = 1$
الكسر المولي
$X_B = 0$
$X_A = 1$



- س) أذكر أمثلة للمحاليل ذات الإنحراف الموجب؟

1) رابع كلوريد الكربون CCl_4 + الميثانول CH_3OH.

2) السيكلوهكسان C_6H_{12} + البنزين C_6H_6

3) ايثانول C_2H_5OH + هيبتان C_7H_{16}

4) كحول البروبايل والماء.

- علل: عند مزج الماء مع الإيثانول فإن حجم المحلول سوف يكون أكبر من مجموع حجمي الماء والإيثانول كلاً على حده؟
- ج) لأن قوى التجاذب بين الماء والإيثانول في المحلول أضعف من قوى التجاذب بين جزيئات الإيثانول، وكذلك أضعف من قوى التجاذب بين جزيئات الماء. ونتيجة لهذا النقص في التجاذب سوف تتباعد الجزيئات مما يؤدي الى زيادة في الحجم.

ثانياً: محاليل غير مثالية ذات حيود سالب

Negative Deviation

- وفيه يكون مجمل الضغط البخاري فوق المحلول أقل من مثيله في حالة المحلول المثالي.
- س) على ماذا يدل هذا الإنحراف السالب؟
- ج) يدل على أن ميل الجزيئات للهروب من المحلول يكون أقل من ميل الجزيئات للهروب من السوائل النقية.
- س) الى ماذا يعزى هذا السلوك؟
- ج) يعزى هذا السلوك الى وجود قوة تجاذب كبيرة بين جزيئات المحلول أكبر من مثيالتها في السوائل النقية. وهذا راجع الى تجمع أحد أو كلا المكونين في المحلول، أو تكوين مركب من نوع ما بين مكوني المحلول.
- س) ماذا يصاحب هذا النوع من المحاليل؟
- ج) يصاحب المحاليل غير المثالية ذات الإنحراف السالب نقص في الحجم وانطلاق حرارة.

مميزات المحاليل غير االمثالية ذات الحيود السالب:

1) قوى التجاذب بين جزيئات المحلول أقوى منه في السوائل النقية. فمثلاً إذا مزج السائل A مع السائل B فإنه ينتج محلول AB فإن: قوى التجاذب الناتجة بين (A-B) أقوى من قوى التجاذب الأصلية بين جزيئات (A-A) وكذلك بين (B-B). ونتيجة لذلك فإن :

أ) الحجم الناتج بعد المزج V_t أقل من مجموع حجم المذاب السائل V_A وحجم المذيب السائل V_B.

ب) ميل الجزيئات للهروب (للتبخر) من المحلول أقل من ميل الجزيئات للهروب في حالتها السائلة النقية.

ج) الضغوط الجزئية للمذاب والمذيب في المحلول وكذلك الضغط البخاري الكلي للمحلول أقل من الضغوط البخارية التي نحصل عليها من قانون راؤولت.

2) يصاحب هذا النوع من المحاليل ارتفاع في درجة الحرارة وهذا يعني أن عملية المزج طاردة للحرارة .

3) نتيجة لإنخفاض الضغط البخاري، فإن هذه المحاليل يصاحبها ارتفاع في درجة الغليان.

- س) أذكر أمثلة على المحاليل التي يكون فيه الإنحراف (الحيود) سالباً.

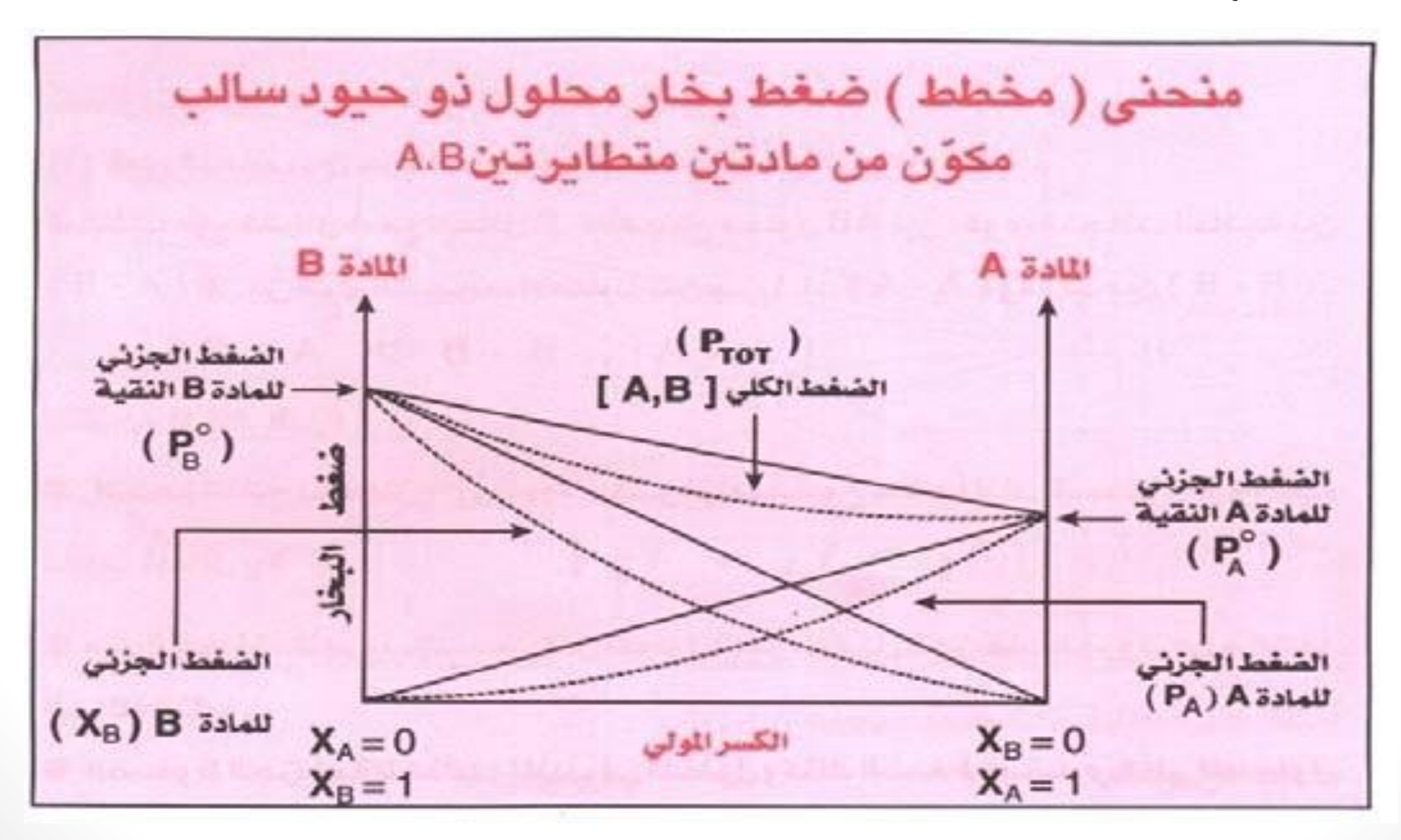
1) حمض النيتريك HNO_3 + الماء H_2O

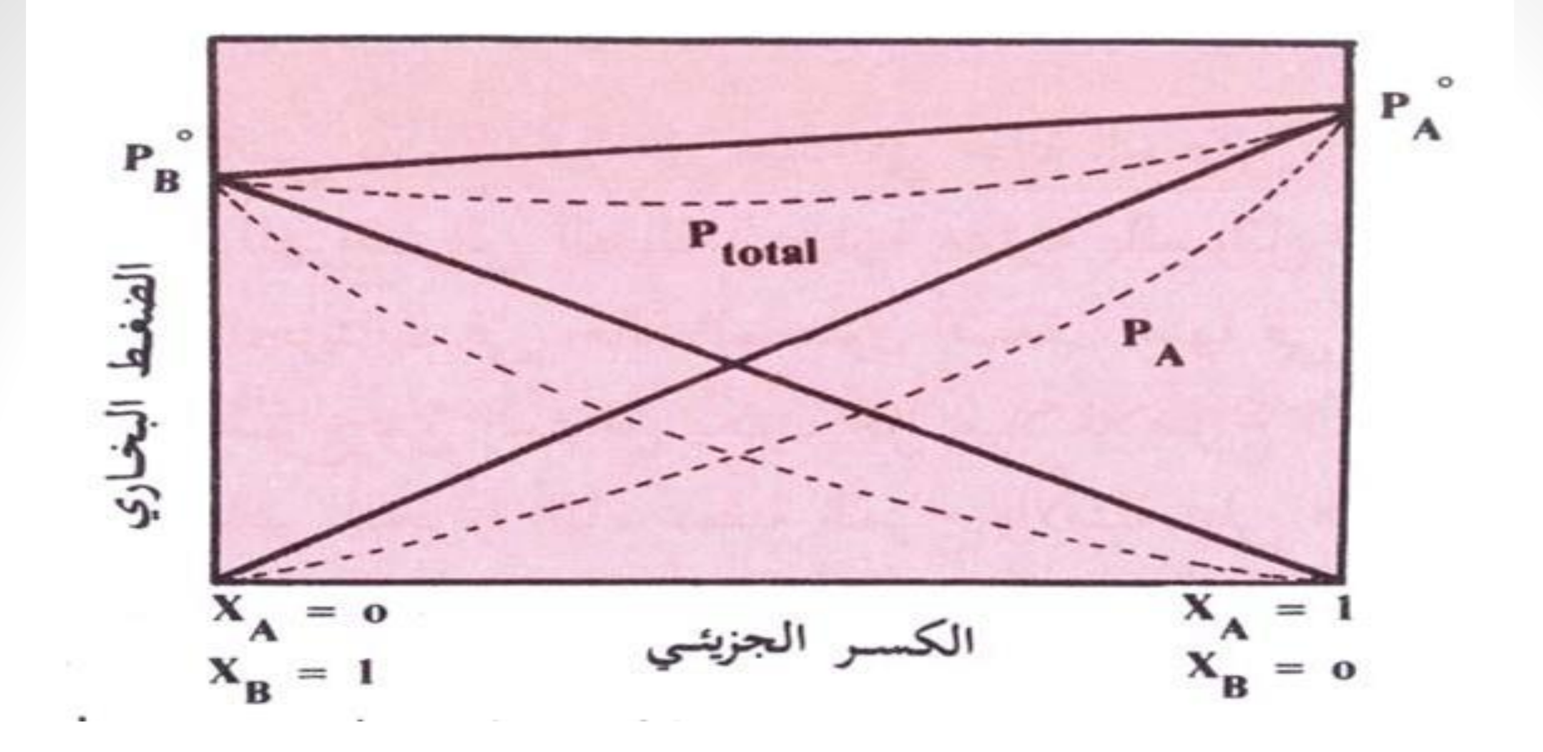
2) الأسيتون CH_3COCH_3 + الكلوروفورم $CHCl_3$

3)الأسيتون CH_3COCH_3 + الميثانول CH_3OH

4)حمض الكبريتيك H_2SO_4 + الماء H_2O

5) حمض الهيدروكلوريك + الماء.



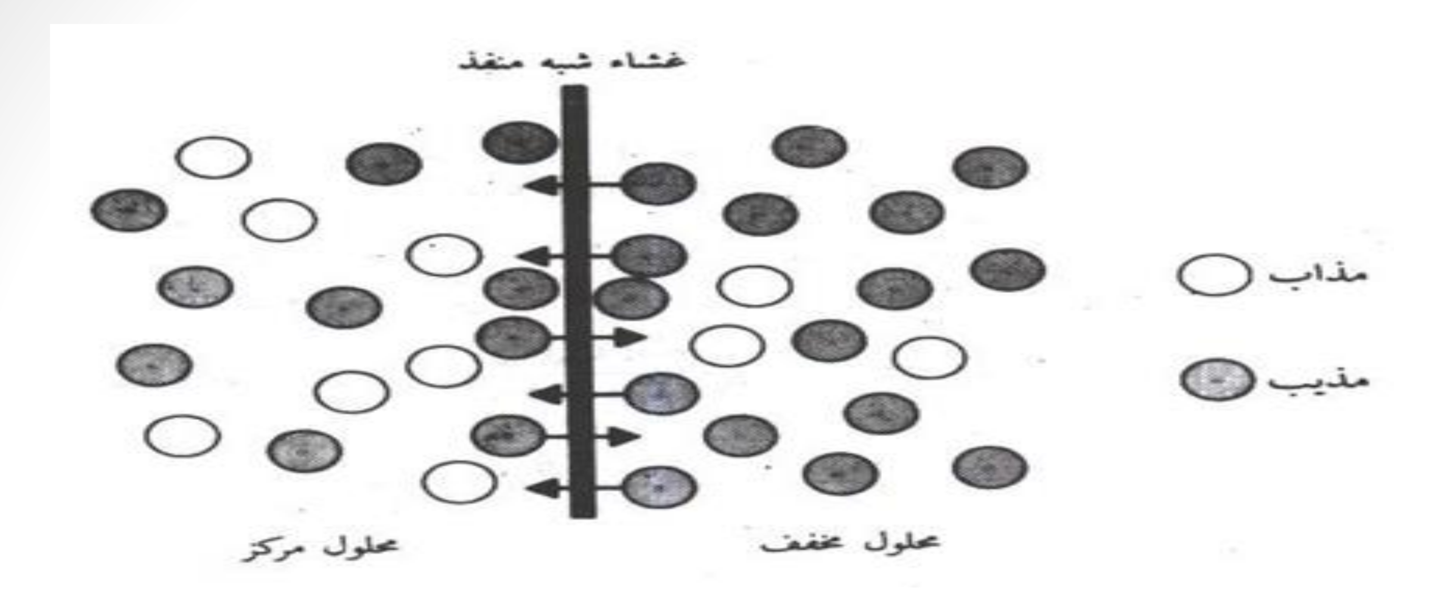


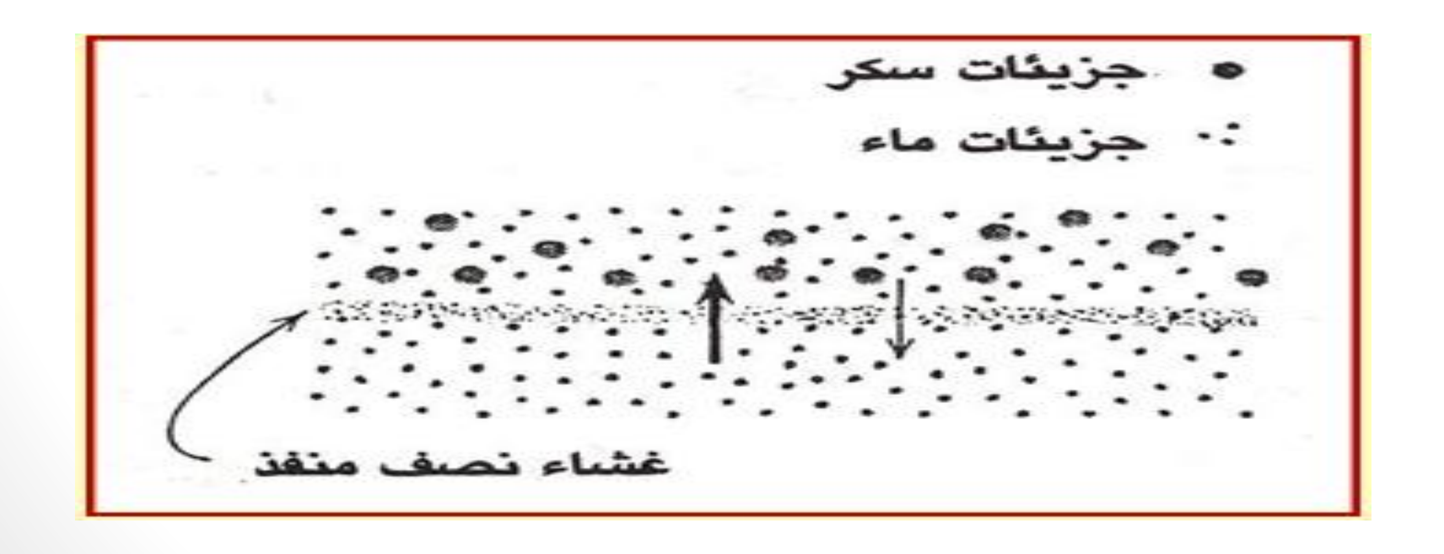
- **س) علل: عند مزج الماء مع حمض الكبريتيك فإن حجم المحلول سوف يكون أقل من مجموع حجمي الماء وحمض الكبريتك كل على حدة؟**
- **ج) لأن قوى التجاذب بين الماء وحمض الكبريتيك أكبر من قوى التجاذب بين جزيئات حمض الكبريتيك، وكذلك أقوى من قوى التجاذب بين جزيئات الماء. ولهذا تتجاذب جزيئات الماء وجزيئات حمض الكبريتيك مما يؤدي الى نقص الحجم.**

الإنتشار الغشائي والضغط الأسموزي:

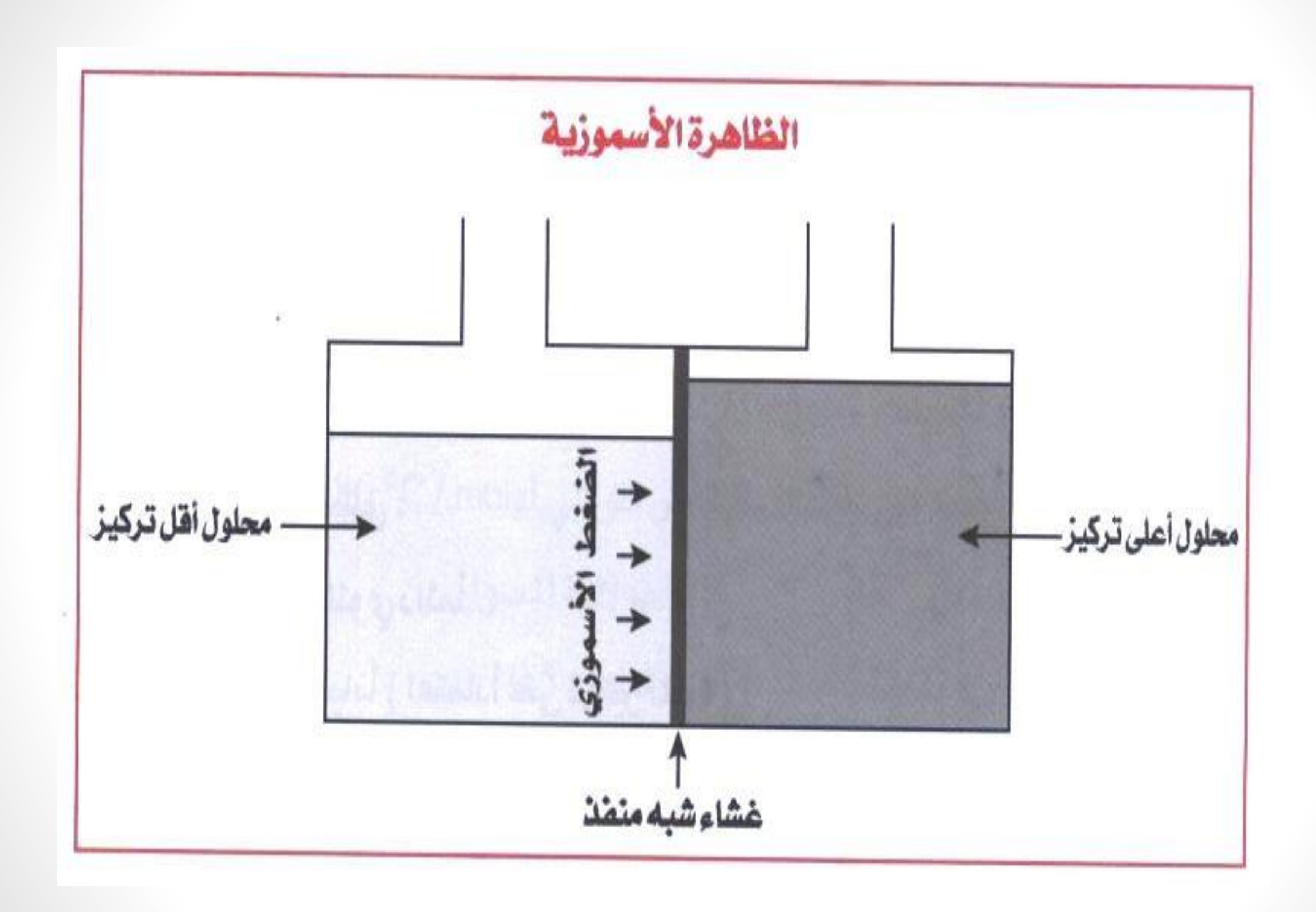
Osmotic Pressure

- الإنتشار الغشائي (الأسموزية) عملية يمر وفقاً لها مذيب من محلول مخفف إلى آخر أكثر تركيزاً عبر غشاء رقيق يسمح انتقائياً بمرور المذيب ويحد من مرور المذاب، وتدعى مثل هذه الأغشية بالأغشية شبه المنفذة **semi-permeable**، ومن الامثلة عليها الجلد الرقيق وبعض المواد غير العضوية المشابهة للجيلاتين.
- وإحدى الظواهر المشابهة هي ما يسمى الفرز بالإنتشار الغشائي أوالديلزة **dialysis**، والتي تحدث على جدران الخلايا في النباتات والحيوانات، وتسهل هذه الظاهرة من مرور الماء والأيونات الصغيرة والجزيئات الصغيرة ولكنها تحد من مرور الجزيئات الضخمة مثل البروتينات.
- والإنتشار الغشائي هو الحالة القصوى النهائية للديلزة. وفي عملية الإنتشار الغشائي، هناك توجه نحو مساواة التركيزين بين المحلولين المتلامسين مع بعضهما البعض عبر الغشاء. ويكون معدل سرعة مرور جزيئات المذيب عبر الغشاء الى المحلول الأكثر تركيزاً أكبر من معدل سرعة مرورها في الإتجاه المعاكس وذلك على أغلب الظن لأن تركيز المذيب عند سطح الغشاء يأخذ أكبر قيمة له في المحلول الأكثر تخفيفاً .


غشاء شبه منفذ
مذاب
مذيب
محلول مركز
محلول مخفف


جزيئات سكر
جزيئات ماء
غشاء نصف منفذ

- س) عرف الأغشية شبه المنفذة Semipermeable membrane .
- هي أغشية تسمح بمرور جزيئات المذيب فقط وتعتمد طبيعة الغشاء على طبيعة المذيب والمذاب. أمثلتها : الأغشية الحيوانية (مثانة بعض الحيوانات)- الجلد الرقيق مثل السلوفان – السليلوز – بعض الأفلام المكونة من المواد العضوية المترسبة مثل حديدو سيانيد النحاس.
- س) هل لطبيعة الغشاء أي تأثير على الضغط الأسموزي؟
- ج) لا تأثير لطبيعة الغشاء على الضغط الأسموزي مادام الغشاء يتميز بأنه شبه منفذ.
- س) عند وجود محلولين مختلفي التركيز مفصولين بغشاء شبه منفذ، وضح في أي الإتجاهين سيتدفق المذيب؟
- ج) عند فصل محلولين مختلفي التركيز بغشاء شبه منفذ فإن ضغطاً أسموزياً سوف ينشأ، وسيتدفق المذيب إلى المحلول الأعلى تركيزاً أي الذي فيه تركيز المذاب مرتفع وتركيز المذيب منخفض.
- س) لماذا يتجه الماء (المذيب) من الجهة الأقل تركيزاً الى الأعلى تركيزاً؟
- ج) سبب هذه الظاهرة أن حركة الجزيئات في المحلول الأقل تركيزاً أسرع منها في المحلول المركز، وكما هو معلوم أن الضغط البخاري في المحلول المخفف أعلى منه في المحلول المركز ولذلك فإن جزيئات الماء تسير من المحلول المخفف باتجاه المحلول المركز.
- س) عرف الأسموزية.
- ج) الأسموزية هي مرور جزيئات السائل من المحلول المخفف (أو السائل النقي) الى المحلول الأكثر تركيزاً عبر غشاء شبه منفذ ويستمر ذلك حتى يتساوى التركيز على جانبي الغشاء. وهذا المرور ينتج عنه زيادة في ضغط المحلول، وهذه الزيادة في ضغط المحلول بالإضافة الى الضغط البخاري للمحلول هو ما يطلق عليه بالضغط الأسموزي ويرمز له بالرمز π


الظاهرة الأسموزية
محلول أقل تركيز
محلول أعلى تركيز
الضغط الأسموزي
غشاء شبه منفذ

- **عمل الغشاء نصف المنفذ:**

1- نظرية تراب Traube أو المنخل.

وهي تشير إلى أن عمل الغشاء نصف المنفذ يشبه عمل المنخل فيسمح بمرور جزيئات ذات حجم معين دون مرور الجزيئات الأكبر حجماً وهو رأي لا يؤخذ به حيث ثبت مرور الجزيئات الأكبر.

2- نظرية الأنابيب الشعرية.

وفيها أن الغشاء نصف المنفذ يعمل كما لوكان مكون من أنابيب شعرية دقيقة لها قدرة الإختيار فتمر خلالها جزيئات المذيب فقط بالخاصية الشعرية.

3- نظرية الذوبان.

وهي أن الغشاء المنفذ يسمح بمرور المادة التي تذوب فيه ولايسمح بمرور المواد التي لا تذوب فيه. ويعمل بها أكثر من غيرها

4- نظرية الضغط البخاري.

وفيها أن الإنتشار الغشائي يحدث من المنطقة ذات الضغط البخاري المرتفع إلى المنخفض .

الضغط الأسموزي وقياسه

- **تعريف الضغط الأسموزي:**
- **هو الضغط اللازم توجيهه فوق سطح المحلول لمنع دخول الماء النقي (أو أي مذيب) (تحت ضغط جوي قدره 1 atm) الى المحلول عبر غشاء شبه منفذ.**
- **الطرق العلمية لقياس الضغط الأسموزي:**
- **1- طريقة بيركلي وهارتلي Berkeley and Hartly.**
- **2- طريقة بيفر Peffer.**

قوانين الضغط الأسموزي

- **1- العلاقة بين الضغط الأسموزي وتركيز المادة المذابة:**
- يتناسب الضغط الأسموزي طردياً مع تركيز المحلول عند ثبوت درجة الحرارة **(أكمل – صح أو خطأ)**:

$$P \alpha C$$

حيث ن التركيز يتناسب عكسياً مع حجم المحلول $C \alpha \frac{1}{V}$

إذاً

$$P \alpha \frac{1}{V}$$

$$P \alpha \frac{K1}{V}$$

$$PV = K1 \quad (1)$$

حيث K1 عبارة عن ثابت

و هذه النتيجة تتفق مع قانون بويل للغازات

2- العلاقة بين الضغط الأسموزي ودرجة الحرارة:

عند ثبوت التركيز يتناسب الضغط الأسموزي طردياً مع درجة الحرارة المطلقة (أكمل – صح أو خطأ).

$$P \alpha \ T \quad (2)$$

من المعادلتين (1) و (2)

$$P \alpha \frac{T}{V}$$

$$K = \frac{PV}{T}$$

$$PV = KT \quad (3)$$


Thank
You